Digitized by Google

Chem. 232m

James Millar

BIBLIOTHECA
REGIA
MONACENSIS.

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

ÉLÉMENS

DE

CHIMIE PRATIQUE

APPLIQUÉE

AUX ARTS ET AUX MANUFACTURES;

PAR JAMES MILLAR,

MEMBRE DU COLLÉGE ROYAL DE PHYSIQUE, ET PROFESSEUR D'HISTOIRE NATURELLE ET DE CHIMIE A ÉDIMBOURG.

TRADUITS DE L'ANGLAIS,

ET AUGMENTÉS DE NOTES

PAR PH. J. COULIER.

A PARIS,

CHEZ { FERRA JEUNE, RUE DES GRANDS-AUGUSTINS, N° 23, CREVOT, RUE DE L'ÉCOLE-DE-MÉDECINE, N° 11 A 13.

1822.

Digitized by Google

Bayerische
Staatsbibliothek
München

Digitized by Google

PRÉFACE

DE L'AUTEUR.

Le but que nous nous proposons dans la publication de ce livre est de remplir une lacune laissée par les ouvrages qui ont été écrits sur la chimie, dont la fertilité est en quelque sorte inépuisable. Ces Élémens nous semblent destinés à tenir le milieu entre les traités les plus scientifiques et les plus superficiels qui ont paru sur cette science.

C'est dans cette vue que nous donnons une explication facile des faits auxquels on a joint les descriptions de nombreuses expériences. La méthode que nous avons adoptée est tout-à-fait indépendante de théories; cette méthode est basée sur le principe de rassembler les différentes substances, et de les grouper suivant leurs propriétés générales, la simplicité de leurs compositions, et leur importance comme agens chimiques. Nous avons préféré cette classification, et nous avons évité, autant que possible, les doctrines recherchées et les détails trop étudiés qui abondent

Digitized by Google

communément partout ailleurs, afin que le chimiste ne se trouve point embarrassé dans ses premiers essais, et qu'il puisse ainsi se familiariser avec les ouvrages qui doivent par la suite le rendre capable de l'analyse la plus compliquée.

Nous espérons que cet ouvrage servira de manuel au jeune chimiste, de mémorial aux personnes qui ont déja quelques années d'études, et de guide à celles qui desirent examiner les phénomènes de la nature et les procédés des arts qui dépendent de la chimie.

Digitized by Google

INTRODUCTION.

PEU d'expériences suffisent pour rendre évidente l'action chimique, et les changemens produits sur certains corps, lorsqu'ils sont mis en contact les uns avec les autres; changemens qui sont quelquefois très-remarquables.

Première expérience.—Que l'on verse quelques gouttes d'ammoniaque liquide sur une infusion de chou rouge, ou de sirop de violettes, il se produira une belle couleur verte; mais si l'on ajoute quelques gouttes de vinaigre, ou de tout autre acide, sur la même infusion, sa couleur bleue sera convertie en une belle couleur rouge. C'est à la connaissance de ces faits qu'on a été porté à prendre les infusions des couleurs végétales, comme réactifs des substances acides ou alkalines.

Deuxième expérience.—Si, à une solution de sulfate de fer, on ajoute une infusion de noix de galles, la liqueur prendra aussitôt une belle teinte noire, quoique les deux liquides soient presque sans couleur et transparents. Cette solution noire forme l'encre à écrire du commerce.

Troisième expérience.—Si, à la même solution de

Digitized by Google

sulfate de fer, on ajoute quelques atômes de prussiate de potasse (hydrocyanate de potasse), aussitôt un précipité abondant et du plus beau bleu se manifestera; c'est le bleu de Prusse.

Quatrième expérience. — Que l'on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique à une solution d'acétate de plomb (sel de Saturne), il se formera un précipité blanc très-abondant de sulfate de plomb.

Cinquième expérience. — Si l'on introduit de la tournure de fer dans une éprouvette, qu'on adapte à celle-ci un tube effilé à la lampe, et qu'on fasse passer, sur la tournure, de l'acide sulfurique très-étendu d'eau, il se dégagera, peu de minutes après, à l'extrémité du tube, un gaz susceptible de s'enflammer; c'est le gaz hydrogène, très-employé maintenant dans l'éclairage.

L'étudiant acquierra, par ces expériences, des notions plus certaines de la chimie, que par les nombreuses définitions qui ont été proposées jusqu'à-présent. Observer les changemens produits par l'action de certains corps les uns sur les autres; découvrir dans quelles circonstances ces changemens ont lieu, et les lois observées dans les procédés; examiner les résultats obtenus, voilà l'objet de la chimie. Le domaine de la chimie se constitue donc de la nature, des lois et des changemens dont nous venons de parler.

L'action chimique se manifeste dans les changemens produits par la présence ou l'absence de la chaleur ou de la lumière; dans ceux qui sont produits par la combinaison de deux corps, et la formation d'un composé nouveau; et, considérant la nature si étendue, et le

Digitized by Google

nombre infini de formes variées que ces corps affectent, les résultats étonnans que l'on obtient par les moyens les plus simples, il est plus que démontré que la sphère de l'action chimique est sans bornes, ou du moins ne se trouve limitée que par la circonscription de notre globe. Car partout où les effets de la lumière et de la chaleur sont produits, aucune espèce de matière ne se trouve exempte de leur influence, même celles qui, par leur nature, semblent en être le moins susceptibles.

Les changemens étonnans qui s'opèrent au retour du printems, lorsque la nature se ranime, que les végétaux reprennent leur verdure, les arbres leur feuillage, que les fleurs, par une heureuse profusion, étalent mille nuances diverses, et plaisent à nos sens par leurs parfums et leurs couleurs; ceux qu'achève la brûlante chaleur de l'été, en mûrissant nos fruits et nos moissons; tous ces effets, qui ne nous paraissent peu surprenans que parce qu'ils nous sont familiers, sont dus à l'influence de la chaleur, l'un des plus puissans agens de la nature, ou plutôt à celles réunies de la lumière et de la chaleur. Mais leurs effets ne se bornent pas seulement à favoriser l'accroissement des végétaux; des milliers d'insectes, dont les fonctions vitales avaient été suspendues, reprennent une nouvelle existence; chaque feuille a ses habitants, chaque arbre est peuplé de familles sans nombre.

En examinant la nature, les propriétés et la constitution de l'atmosphère, l'aide de la chimie est indispensable dans l'extraction des métaux de leurs mines,

et dans les méthodes employées pour les convertir aux nombreux usages auxquels ils sont appliqués dans la société; presque tous les procédés sont chimiques. La chimie fournit aussi les moyens d'étudier la nature, les fonctions, les propriétés, et les usages des végétaux et des animaux, dans l'état de vie ou de mort; elle sert de guide en Agriculture, et on la considère depuis long-tems comme une partie essentielle de la médecine.

L'application de la chimie aux arts est très-étendue; dans la manufacture des glaces et de la porcelaine; le tannage, la fabrication du savon, la teinture, le blanchîment, l'art de faire le pain, la bière, celui du distillateur, presque tous ces procédés dépendent des principes chimiques. On peut ajouter aussi que dans plusieurs branches de l'économie domestique, une connaissance même superficielle de cette science, peut produire un bien sensible.

Cet ouvrage est divisé en trois parties :

La première partie est consacrée à l'explication des principes de la chimie;

La deuxième donne une idée des phénomènes de la nature, suivant ces mêmes principes;

La troisième explique la plupart des procédés chimiques que l'on suit dans les arts et dans les manufactures.

ÉLÉMENS

DE

CHIMIE PRATIQUE

APPLIQUÉE

AUX ARTS ET AUX MANUFACTURES.

PREMIÈRE PARTIE.

PRINCIPES DE CHIMIE.

Les élémens qui constituent le domaine de la chimie, la lumière, la chaleur et l'électricité exceptées, sont : l'oxigène, le chlore, l'iode, l'azote, l'hydrogène, le carbone, le phosphore et le soufre; trois alkalis, neuf terres et vingt-sept métaux. Si on leur ajoute les bases des acides fluorique et boracique, leur nombre entier s'élevera à quarante-neuf. En décrivant ces corps, il semble nécessaire de les examiner suivant la simplicité de leur constitution et de leur importance, comme agens chimiques. Dans la recherche de leurs propriétés, nous indiquerons les états qu'ils affectent, et leurs combinaisons avec les corps que nous aurons décrits précédemment. Par ce moyen, toute espèce d'anticipation,

ainsi que les vues théoriques sur lesquelles la plupart des méthodes sont basées, seront évitées, tandis que la science sera entièrement expliquée. Mais, avant d'examiner les substances séparément, il est nécessaire d'être instruit des propriétés et des effets de la lumière, de la chaleur et de l'électricité, qui ont une si grande influence dans les combinaisons chimiques; il convient aussi que cette connaissance soit précédée de celle des circonstances dans lesquelles ces combinaisons ont lieu, ou des lois de l'affinité. Ces sujets formeront les deux premiers chapitres; les autres suivront dans l'ordre que nous leur avons assigné.

CHAPITRE PREMIER.

DE L'AFFINITÉ.

Tous les corps sont attirés l'un vers l'autre par une certaine force; la pierre élevée au-dessus du sol y retombe si elle n'est soutenue; les planètes qui roulent autour du soleil sont attirées vers cet astre, centre de leurs mouvements; les surfaces polies de verre, de marbre ou d'un métal, adhèrent, et demandent une certaine force pour opérer leur séparation. Une pièce de bois ou un bloc de pierre ne pourraient être rompus sans quelques efforts; enfin l'acide sulfurique et la chaux entrent en combinaison telle, que ces corps ne sauraient être séparés sans un degré de force considérable. Quelle que soit la nature de ces attractions, qu'il soit nécessaire ou non de les attribuer à la même cause universelle qui domine dans la nature, elles ont été distinguées par différents noms. Celle qui existe parmi les corps célestes a été désignée par Newton sous le nom général d'*attraction*. Il prouva qu'elle était la même que la gravitation ou la descente des corps pesants vers la terre; que c'est une partie

essentielle de toute espèce de matière, et que les corps les plus atomiques, aussi bien que les masses les plus considérables, sont sujets à ces influences, comparativement à leur volume. L'attraction, qui tient les corps polis en contact, est appelée *adhésion;* et quand les molécules de matière de même nature sont tenues ou attirées, cette force est appelée *cohésion, affinité homogène* ou *attraction par agrégation;* mais lorsque des molécules de différente nature entrent en combinaison, cette force ou attraction s'appelle *attraction par composition*, ou plutôt *affinité chimique*.

SECTION I.

DE L'ADHÉSION.

La force qui retient différentes substances en contact les unes avec les autres, et qui est appelée *adhésion*, a lieu entre deux solides, comme le marbre et le verre, ou entre des solides et des liquides, comme le verre et l'eau. Lorsqu'on met le doigt en contact avec l'eau, celle-ci y adhère, et alors on dit que le doigt est mouillé; une forte attraction existe aussi entre l'or et le mercure.

Deux surfaces de verre de deux millimètres de diamètre demandent une force de 590 grammes pour les séparer; une surface de verre, suspendue à l'un des bras d'une balance, et mise en contact avec une surface de mercure, requiert un poids de 58,275 milligrammes pour les séparer. La même expérience, faite sous une machine pneumatique, demande le même poids, pour obtenir le même résultat. Cette dernière expérience démontre que l'adhésion des deux substances n'était pas due à la pression de l'air, mais bien à l'attraction des deux corps. Une surface de verre, mise en contact avec une surface d'eau, y adhéra jusqu'à requérir une force de 15.65 grammes; la même surface de verre, mise en contact avec une solution de carbonate de potasse, n'exigea que 13.597 grammes pour obtenir la même séparation.

Dans les belles expériences de Guyton-Morveau, il prépara des disques de différents métaux, ronds, d'égale épaisseur et bien polis. Pour les tenir suspendus parallèlement à l'horizon, chaque disque avait à son centre un anneau qui l'attachait au bras d'une balance très-délicate, et dont le contrepoids était fait du côté opposé. Les disques furent alors appliqués sur le mercure, en les glissant au-dessus de la surface, pour en exclure l'air, et l'on ajouta des poids au côté opposé, jusqu'à ce que l'adhésion entre les disques et le mercure fût rompue. Il résulte de ces expériences que la force de l'adhésion entre l'or et le mercure est égale à 288.70 centigrammes; celle de l'argent et du mercure, à 277.77 centigr.; celle de l'étain, à 260.66 centigr.; celle du plomb, à 257.57 centigr.; celle du cuivre, à 92 centigr.; celle du fer, à 74.46 centigr.; et celle du cobalt, à 5.18 centigr. seulement.

Ces expériences furent plus étendues par Achard de Berlin, qui en fit un grand nombre sur la force de l'adhésion entre des disques de différents solides, comme le verre, le cristal, le soufre, la cire, la corne et les métaux, avec de l'eau et d'autres fluides, et à différentes températures. Un disque de verre d'un pouce et demi de diamètre adhéra à une surface d'eau à 60° 56 centigr., avec une force égale à 81 grains; à la température de 35° centigr., avec une force égale à 89 grains, et à une température de 6° 11 centigr., avec une force égale à 97 grains, d'où il résulte que la force de l'adhésion diminue en raison de l'augmentation de température, et *vice versâ*.

SECTION II.

DE LA COHÉSION.

Lorsque des molécules de même nature sont unies, la force qui les unit s'appelle *cohésion*. Cette force est probablement de la même nature que celle de l'adhésion, mais différente

en degré; car elle exige une force plus considérable, pour séparer les molécules d'une masse de marbre, que pour désunir deux surfaces polies de même matière mises en contact.

La force de cohésion varie selon les corps. Les molécules d'un fil d'or ou de fer exigent une grande force pour vaincre leur cohésion, tandis qu'il en faut peu pour séparer les molécules du bois ou de la pierre. De nombreuses expériences ont été faites à ce sujet par Muschenbroek, pour déterminer cette force. Des tiges d'un pouce carré de diverses substances étant suspendues perpendiculairement, on attacha à leur extrémité inférieure le poids nécessaire pour détruire la cohésion des molécules. Parmi les métaux, on trouva que la verge d'acier exigea 67,818 kil.; celle de fer, 37,425 kil., et celle d'or coulé, 11,052 kil. Parmi les alliages de métaux, le composé de deux parties d'or et d'une partie d'argent exigea 14,066 kil.; celui de six parties de cuivre et d'une d'étain, 27,629 kil.; le métal de cloche, 25,620 kil. Parmi les bois, une tige de carougier exigea 10,097 kil.; celles de hêtre et de chêne, 8,691 kil.; celle de pin, 3,846 kil. Parmi les os, l'ivoire exigea 8,173 kil.; la corne, 4,395 kil., et la baleine, 3,768 kil.

De la constitution des corps. — Tous les corps, dans la nature, existent sous trois états différents. Ils peuvent affecter l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux ou fluide élastique. La diversité qu'on remarque parmi les corps solides provient, sans nul doute, des différents degrés de la force de cohésion. Les fluides ou gaz ne sont soumis à aucune force, et les mouvements de leur molécules sont libres. Dans les liquides tels que l'eau ou le mercure, il existe une force attractive; mais la propriété des fluides élastiques consiste en une force répulsive qui augmente ou diminue selon les variations de la température : peut-être serait-il mieux de dire que le degré d'affinité, entre les molécules des fluides, étant extrêmement faible, elles sont plus sensibles aux influences de la chaleur ou du froid.

Des solutions. — La force de la cohésion est moins grande

que l'affinité qui existe entre les particules du corps solides et certains liquides; ainsi, lorsque l'on fait dissoudre une quantité de sel marin (chlorure de sodium), la cohésion qui retenait les molécules du sel réunies sous la forme de cubes, est détruite par l'affinité que ces molécules ont pour l'eau. Ce procédé est désigné dans le langage ordinaire, aussi bien que dans celui de la chimie, sous le nom de *solution*. Mais cette affinité, entre le chlorure de sodium et l'eau, a aussi ses limites; l'eau n'en peut dissoudre qu'une certaine quantité; car au-delà, la force cohésive n'est plus détruite, et les cristaux restent insolubles. L'eau bouillante a la propriété d'en dissoudre une plus grande quantité. Quelle que soit la proportion du corps solide dissous, ses molécules se mêlent également avec celles du liquide, qui reste aussi transparent qu'il l'était avant l'addition de la matière saline; et, lorsque la quantité du liquide est diminuée par l'évaporation, les molécules du corps solide se rapprochent, et la force de sa cohésion les rend à leur état primitif. C'est ce qui arrive aussi lorsque, après avoir fait dissoudre, à une température élevée, une trop grande quantité de sel marin, et que la température s'abaisse, l'affinité des molécules du chlorure de sodium pour l'eau devient moins forte que la cohésion, qui rétablit alors les cristaux.

Cristallisation. — On appelle *évaporation*, la diminution de la masse d'un liquide dans lequel des matières salines ont été dissoutes, soit que cette diminution se produise par la température ordinaire de l'atmosphère ou par une chaleur artificielle. Le procédé à l'aide duquel les substances salines reprennent leurs formes régulières se nomme *cristallisation*. Les corps que l'on dissout dans un liquide, et que l'on traite de cette manière, reparaissent toujours sous la même forme.

Aucun corps ne peut se former en cristaux, s'il n'a préalablement passé à l'état de fluide. Mais il y a des substances qui, quoique insolubles dans l'eau, n'en affectent pas moins des formes régulières: le verre, le soufre, et les substances métalliques sont dans ce cas; lorsqu'elles sont mises en fusion

par la chaleur, et que leurs molécules sont séparées les unes des autres, elles peuvent prendre des formes déterminées ou cristalliser.

Plusieurs de ces substances salines, qui affectent des formes déterminées, se combinent avec une portion considérable d'eau qui constitue une partie du solide; il n'y a point de doute qu'on ne doive à cette eau de cristallisation, ainsi qu'à la distribution uniforme des molécules des sels eux-mêmes, la transparence des corps cristallisés.

Efflorescence et déliquescence. — Quelques sels, après avoir formé des cristaux dans leurs solutions, laissent échapper leur eau de cristallisation, aussitôt qu'ils sont exposés à l'air; c'est ce qu'on nomme *efflorescence*: elle est due au peu d'affinité qui existe entre les molécules combinées des sels et de l'eau. A mesure que cette opération a lieu, les cristaux perdent leur lustre; ils deviennent opaques, et finissent par tomber en poudre. Des effets très-différents ont lieu sur d'autres sels placés dans les mêmes circonstances; car, au lieu de laisser échapper l'eau qu'ils contiennent, ils absorbent l'humidité répandue dans l'atmosphère, et cela quelquefois en telle quantité, qu'ils sont promptement réduits à l'état liquide. Parmi les sels efflorescens, la soude et ses combinaisons avec l'acide sulfurique formant le sel de glauber, en est un bel exemple; et, parmi les sels déliquescens, la potasse et le muriate de chaux.

Dans la cristallisation des sels il est important de les obtenir sous la forme la plus grande et la plus parfaite. Cette partie de la chimie pratique a été heureusement cultivée par M. Leblanc; les résultats de ses expériences et de ses observations sont consignés dans un mémoire (*Journal de Physique*, vol. 55). L'opération doit être faite dans des vases de verre ou de porcelaine, très-évasés; on doit les laisser en parfait repos; les sels doivent être purs, et il est nécessaire de faire attention au degré de pesanteur spécifique auquel la solution commence à former des cristaux. Si la pesanteur spécifique, ou la quantité de sel, est trop grande,

les cristaux ne forment plus qu'une masse confuse; et on ne peut pas même en obtenir, lorsque la pesanteur spécifique n'est pas suffisante, et la solution trop faible. Quand on abandonne une solution d'une force convenable à une évaporation spontanée, on obtient un grand nombre de cristaux. Le seul défaut de ces cristaux résulte de leur agglomération; on sépare ceux que l'on trouve les plus parfaits; on les place dans un autre vase, et l'on verse sur eux de nouvelles solutions, pour qu'ils puissent augmenter de volume.

Forme des cristaux. — Les formes régulières qu'affectent plusieurs corps, soit dans le cours de la nature, soit dans les solutions artificielles, sont très-connues. Les recherches de Bergman et de Romé de l'Isle, et plus récemment encore celles de l'abbé Haüy, out été particulièrement dirigées vers ce sujet.

Selon la théorie ingénieuse proposée par l'abbé Haüy, les parties intégrantes se combinent toujours de la même façon, et s'unissent par les mêmes faces et par les mêmes angles; mais ces faces et ces angles ne sont pas les mêmes dans tous les cristaux. Quelle que soit cependant la variété des formes que les mêmes substances affectent pendant leur cristallisation, elles retiennent toutes le noyau, ou *forme primitive* à laquelle on peut les ramener par une division mécanique. L'abbé Haüy a trouvé que toutes les formes primitives se réduisaient à six; savoir, 1° le parallépipède; 2° le tétraèdre régulier; 3° l'octraèdre; 4° l'hexaèdre régulier; 5° le dodécaèdre rhomboïdal; 6° le dodécaèdre à faces triangulaires, composé de deux pyramides hexaèdres réunies par leurs bases. Le même philosophe a observé aussi que le noyau, ou *forme primitive* d'un cristal, n'est pas le dernier terme de sa division mécanique, car il peut être subdivisé non seulement parallèlement à ses faces, mais aussi dans d'autres directions, à moins que la forme primitive ne soit un parallépipède. Guidé par cette expérience, il réduit les molécules intégrantes de tous les cristaux, aux trois formes suivantes: 1° le tetraèdre; 2° le prisme triangulaire; 3° le parallépipède;

et il suppose, d'après ces formes primitives, que la différence de grandeur, de proportion et de densité des molécules intégrantes des corps, est cause de toutes les différences d'affinité qui ont lieu dans une simple agrégation ou composition.

Dans la formation des cristaux primitifs, les parties intégrantes s'unissent quelquefois par leurs faces, et quelquefois par leurs angles, et de là dérivent les différentes figures des cristaux, qui sont composés de parties intégrantes d'une même forme. La forme primitive n'est pas toujours reproduite dans la cristallisation des corps. Les déviations de cette forme, et la variété des cristaux ainsi produits, sont appelés par l'abbé Haüy, *forme secondaire ;* car, en quelques cas, par exemple, la forme primitive est l'octaèdre, mais en déviant de cette forme, certains sels, pendant leur cristallisation, affectent la forme cubique ou dodécaèdre.

Cette théorie étant suivie, et la forme primitive ainsi que celle des molécules intégrantes étant déterminées, il ne reste plus qu'à étudier les lois, suivant lesquelles ces molécules sont combinées, et produisent autour de la forme primitive, ces espèces d'enveloppes qui terminent régulièrement, et forment des figures si différentes les unes des autres, quoique originairement les mêmes. En examinant le mécanisme de la structure des cristaux sujets à ces lois, il paraît que toutes les parties du cristal secondaire ajouté au noyau, sont formées de lames qui décroissent régulièrement, par la soustraction d'un ou de plusieurs rangs de molécules intégrantes : ainsi cette théorie, en déterminant le nombre de lames superposées, ramène à la formation primitive du cristal. La variété des formes secondaires provient de la diminution des côtés ou des angles ; diminution qui les laisse quelquefois recouvrir entièrement par d'autres lames. Mais, comme de plus grands détails sur cette théorie dépasseraient les bornes d'un ouvrage élémentaire , nous renvoyons le lecteur au Traité de Minéralogie de l'abbé Haüy, vol. I, ou aux Annales de Chimie, vol. XVII.

SECTION III.

DE L'AFFINITÉ CHIMIQUE.

L'affinité chimique a lieu entre des molécules de matières différentes. Le résultat de cette combinaison est un nouveau composé, différent, dans ses propriétés, des substances qui ont servi à le constituer; cette différence de propriétés peut être considérée comme caractère de l'affinité chimique. L'affinité, cependant, n'agit pas sur les molécules de toute espèce de matière; aucune action n'a lieu, entre celle du marbre et de l'eau; mais si l'on ajoute quelques gouttes d'acide muriatique (acide hydro-chlorique), le marbre se dissout, et on a pour produit un liquide transparent et uniforme. Dans quelques cas, deux substances insipides produisent un composé qui a les propriétés les plus corrosives; tandis que dans d'autres, la combinaison de deux substances qui ont déjà cette dernière propriété, donne lieu à un composé insipide.

Changement de couleur.—Lorsque le plomb, qui est d'une couleur bleue tirant sur le blanc, se combine avec l'oxigène, il devient jaune ou rouge; le métal nommé cobalt est d'une couleur grise, et devient d'un beau bleu lorsqu'il se combine avec l'oxigène; enfin le cuivre, qui est rouge, lorsqu'il se combine de même, produit une couleur verte.

Changement d'odeur. — L'ammoniaque a une odeur extrêmement pénétrante; celle de l'acide muriatique l'est encore davantage; mais, lorsque ces deux substances sont unies, et qu'elles constituent le sel ammoniaque du commerce, leur odeur devient nulle. Aucun exemple ne pourrait donner une meilleure preuve de l'affinité chimique; exemple qui prouve que deux substances extrêmement volatiles deviennent fixes dans leur composé, et offrent un changement total dans leurs propriétés. Isolés, la potasse et le soufre, ont à peine une odeur sensible; mais si on leur fait subir

la fusion, et que l'on mouille leur masse avec quelques gouttes d'eau, il s'en exhale une odeur infecte.

Changement de goût. — Le soufre est presque insipide, et l'oxigène, qui constitue une des parties de l'air atmosphérique, est non-seulement inoffensif, mais il est même essentiellement nécessaire à la vie; cependant, lorsque ces deux corps entrent en combinaison, le composé qui se forme, et qui est l'acide sulfurique, est une des substances les plus corrosives. Cet acide, à son tour, lorsqu'il est combiné avec la soude, devient d'un goût amer et nauséabond, ne retenant aucune des propriétés de ses parties constituantes. Ce nouveau composé est le sel de glauber, ou sulfate de soude.

Changement de constitution. — Les effets de l'action chimique ne sont pas moins remarquables dans le changement de constitution des corps. Une masse solide de glace devient un liquide transparent, lorsqu'elle se combine avec la chaleur; et ce liquide se change en vapeur lorsqu'on le combine avec une plus grande quantité de calorique. Une grande quantité d'eau disparaît, lorsqu'on la projète sur de la chaux nouvelle; une partie se dégage à l'état de vapeurs, mais une autre partie se combine avec la chaux, et devient solide. L'ammoniaque, à l'état de gaz, est invisible comme l'air; le gaz acide muriatique est aussi invisible et transparent; mais quand ces deux gaz sont combinés, on obtient pour produit un sel blanc et solide, qui est le sel ammoniaque.

Un grand nombre des opérations les plus importantes de la chimie, dépend du plus ou moins d'affinité qui existe entre les différents corps. On a distingué deux espèces *d'affinité* par les noms de *simple* et de *composée*, ou bien par ceux *d'attraction simple* et *d'attraction composée*.

De l'affinité simple. — Cette affinité comprend toutes les espèces de combinaisons qui ont lieu entre deux corps, sans l'intervention d'aucun autre; comme lorsqu'un acide et un alkali se combinent. Donnons quelques exemples de l'affinité simple.

Exp. I. — Si à une petite quantité d'acide muriatique,

on ajoute quelques fragments de marbre, jusqu'à ce que l'effervescence cesse (le marbre est un composé de chaux et d'acide carbonique), l'acide muriatique, ayant une plus grande affinité pour la chaux que n'en a l'acide carbonique, se combinera avec elle; et l'acide carbonique, mis à nu, se dégagera à l'état de gaz, et produira une effervescence.

Exp. II. — Si dans un matras, on met une portion d'acétate de soude, composé d'acide acétique et de soude, qu'on y ajoute un peu d'acide muriatique, et qu'on applique une légère chaleur jusqu'à ce que le tout soit réduit en une masse sèche, l'acide muriatique, par rapport à sa plus grande affinité pour la soude, se combinera avec elle, et l'acide acétique sera mis en liberté. Le nouveau sel formé est le sel de cuisine (chlorure de sodium).

Exp. III. — Qu'on reprenne cette masse (chlorure de sodium), qui est le muriate de soude; qu'on y ajoute de l'acide nitrique, et qu'on la chauffe doucement, l'acide muriatique sera séparé, et se dégagera à l'état de gaz, tandis que l'acide nitrique se sera combiné avec la soude.

Exp. IV. — Le résidu sec qui restera dans le matras sera donc du nitrate de soude; si on y ajoute un peu d'acide sulfurique, et qu'on l'expose à la chaleur, l'acide nitrique sera à son tour mis à nu, et l'acide sulfurique se combinera avec la soude.

Dans ces trois dernières expériences, les acides muriatique, nitrique et sulfurique, ayant été successivement mis en contact avec les différens composés de soude, s'unissent avec elle en raison de leur force d'affinité supérieure.

De l'affinité double ou composée. — Il arrive quelquefois que, par l'addition d'une troisième substance, aucune décomposition n'a lieu, en raison de la plus grande force d'affinité qui existe entre les deux substances déja en combinaison. Ainsi la décomposition du sulfate de zinc ne saurait être effectuée par l'acide acétique, parce que l'affinité entre le zinc et l'acide sulfurique est plus grande que celle qui existe entre le zinc et l'acide acétique. Mais si l'on introduit une qua

trième substance qui ait de l'affinité pour une des parties constituantes du composé, les lois de la première affinité sont surmontées, et la décomposition a lieu. Le plomb a une grande affinité pour l'acide sulfurique; si donc on ajoute une solution de sulfate de zinc à une autre d'acétate de plomb, le changement sera opéré à l'instant, parce que les affinités combinées de l'acide acétique et du plomb sont plus grandes que les afffinités simples de l'acide sulfurique et du zinc; et comme l'un des deux nouveaux produits, le sulfate de plomb, est insoluble dans l'eau, il se précipitera à l'instant.

M. Berthollet a demontré qu'une décomposition peut être effectuée, en augmentant la quantité de la substance avec laquelle on desire former un nouveau composé. L'acide sulfurique a une grande affinité pour la barite, et leur composé est insoluble dans l'eau, soit à chaud, soit à froid. Cet acide a aussi de l'affinité pour la potasse, mais elle est beaucoup plus faible que pour la barite; cependant des quantités égales de potasse pure et de sulfate de barite, bouillies ensemble, offrent une décomposition partielle. L'oxalate de chaux est partiellement décomposé par la potasse pure, quoique l'affinité de l'acide oxalique soit beaucoup plus grande que celle de cet acide pour la potasse. Mais ceux qui ont adopté la doctrine des proportions définies expliquent ces expériences par la double décomposition, et supposent que l'acide carbonique, s'étant combiné avec la potasse pendant l'expérience, a une part considérable dans le changement qui s'est produit.

Des proportions définies. — De la connaissance qu'un corps composé, dont les parties constituantes sont connues, reproduit invariablement les mêmes caractères et les mêmes propriétés individuelles, il est naturel de croire que les substances qui entrent dans sa composition sont toujours unies dans une même proportion. Certains corps, placés sous les mêmes circonstances, acquièrent, par leur combinaison, précisément les mêmes qualités, du moins autant que ces qualités peuvent être appréciables.

L'opinion que la matière est composee d'atômes indivisibles fut émise, dans l'origine, par les philosophes grecs, et a été adoptée depuis par les modernes : elle forme maintenant une des bases de la chimie. Higgins de Dublin la reproduisit vers l'année 1789, et il soutint que les composés chimiques ont des proportions définies comme atome avec atome, ou un avec deux, trois ou un plus grand nombre; il en fit l'application à ces gaz qui se combinent dans des proportions inégales, et il supposa que toutes les proportions d'un même élément étaient semblables. M. Dalton, en 1802, adopta ce système atomistique, et l'étendit à tous les composés chimiques. Richter et les meilleurs chimistes de France et d'Angleterre l'imitèrent; Berzelius de Suède poussa les recherches encore plus loin.

Exp. I. — En mêlant une partie d'oxigène à deux parties d'hydrogène, dans un tube de verre, sur le mercure; et le tube étant muni de l'appareil nécessaire, si on fait passer une étincelle électrique, les gaz brûlent, disparaissent entièrement, et il ne reste plus qu'une petite quantité d'eau.

Exp. II. — Si l'on combine de la même manière deux parties d'oxigène et deux parties d'hydrogène, une partie de l'oxigène ne se combinera pas; et, dans quelque proportion que l'on mêle ces deux gaz, on trouvera toujours qu'une partie d'oxigène s'unit à deux d'hydrogène; d'où l'on infère, que les éléments qui entrent dans la composition de l'eau se combinent toujours dans les mêmes proportions.

Exp. III. — Si, dans un vase que l'on a rempli aux deux tiers d'oxigène, au-dessus d'une cuve pneumatique que le mercure soutient à la même hauteur, tant aux parois intérieures qu'à celles extérieures, on introduit un charbon, et que l'on y mette le feu au moyen d'un verre ardent, le gaz se raréfiera d'abord; mais, le charbon reprenant bientôt sa première température, le volume restera sensiblement le même, et l'oxigène sera changé en acide carbonique, si la quantité du charbon a été suffisante. Quelle

que soit la manière dont ils sont formés, la densité de l'oxigène, est à-peu-près à celle de l'acide carbonique comme 34 à 47; il résulte de cette expérience que l'acide carbonique contient toujours un poids d'oxigène égal au sien. Les proportions sont 5.7 de carbone et 15 d'oxigène.

Exp. IV. — Si deux parties en volume de gaz oxide de carbone et d'oxigène sont enflammées sur le mercure par une étincelle électrique, on obtient deux parties en volume d'acide carbonique, dont le poids répond exactement à celui du gaz oxide de carbonique et de l'oxigène employés.

On voit, par cette expérience, que l'oxide de carbone contient moitié moins d'oxigène que l'acide carbonique; ainsi, dans la composition de l'acide carbonique, le carbone entre pour 5.7, et l'oxigène pour 7.5. La décomposition de l'acide carbonique, par l'électricité, conduit aux mêmes résultats; car si deux parties d'acide carbonique sont traitées de la même manière, sur le mercure, on obtient deux parties d'oxide de carbone et une d'oxigène. La composition de ce gaz se trouve ainsi être démontrée par la synthèse et par l'analyse.

Lorsqu'un liquide et un solide entrent en combinaison, les mêmes proportions déterminées sont observées. Dans le composé que forme la combinaison de l'acide sulfurique avec la barite, le précipité (sulfate de barite) contient 34 d'acide et 66 de barite. Lorsqu'une décomposition réciproque, entre des sels neutres, a lieu par les changements réciproques de leurs éléments, il n'y a pas d'excès d'acide. Le nitrate de barite est composé de 41 d'acide et de 59 de terre; 67 parties de sulfate de potasse sont formées de 30 parties d'acide et de 37 d'alkali. Si l'on combine 100 parties de nitrate de barite avec 67 de sulfate de potasse, on obtient 89 parties de sulfate de barite, et 78 de nitrate de potasse, par leur décomposition. Il paraît de là que 30 parties d'acide sulfurique se combinent avec 59 de barite, et que 41 parties d'acide nitrique se combinent avec 37 parties de potasse.

Les composés des fluides élastiques ou gaz avec des substances solides se font de même dans des proportions déterminées. La proportion de l'acide carbonique obtenue par le sous-carbonate de potasse, est exactement la moitié de la quantité obtenue par le carbonate du même alkali.

Dans les oxides noirs et rouges de fer, deux parties d'oxigène se combinent dans le premier, et trois dans le dernier; c'est-à-dire que 100 parties de fer requièrent 29 parties d'oxigène pour se convertir en oxide noir (protoxide), et environ 43.5 pour former l'oxide rouge (péroxide).

Le lecteur qui desire pousser plus loin ces recherches, doit consulter le nouveau Système de Philosophie chimique, par Dalton, ou les Élémens de Chimie de Davy.

CHAPITRE II.

DE LA LUMIÈRE, DE LA CHALEUR ET DE L'ÉLECTRICITÉ.

Ces trois élémens sont les causes principales des variations auxquelles les corps sont sujets. Il ne s'opère point de changement sans que la lumière ou la chaleur ait été absorbées ou dégagées. Ces deux fluides ont de l'analogie dans quelques-unes de leurs propriétés : ils entrent tous deux en combinaison avec les corps; mais la lumière pénètre souvent à travers certaines matières qui interrompent quelquefois l'action de la chaleur; de même, cette dernière se répand sur des corps qui s'opposent aux progrès de la lumière.

Il est probable que l'électricité joue un rôle principal dans l'action réciproque de différentes matières, même dans les cas où ses effets ne peuvent plus être calculés par les instrumens les plus sensibles; l'action de l'électricité, dans ces modifications, se nomme *galvanisme*; elle produit des dé-

compositions et de nouvelles compositions qu'on ne pourrait pas obtenir à l'aide d'une chaleur artificielle.

SECTION I.

DE LA LUMIÈRE.

La sensation de la vue est produite par des rayons qui proviennent de la lumière du soleil ou des corps enflammés. Deux opinions différentes ont été émises sur la nature de la lumière. Suivant l'une d'elles, tout l'espace est rempli d'un fluide délié et subtil, qui, mis en mouvement par le soleil ou par des corps lumineux, étend ses vibrations jusqu'à l'œil, et rend visibles les corps qui ont produit ces mouvemens. Mais, suivant la théorie de Newton, la lumière est supposée être un fluide subtil composé de molécules particulières de matières, qui, se détachant continuellement des corps lumineux, pénètrent jusqu'à l'œil, y produisent les sensations de la vue, ou la perception des objets dont elle provient, ou dont elle est réfléchie.

Propriétés physiques. — La rapidité des rayons lumineux est une des propriétés étonnantes de la lumière : ils traversent un espace de plus de 32,000 myriamètres par seconde; ce qui ferait huit minutes à-peu-près pour arriver du soleil à la terre, tandis qu'un boulet de canon, dans sa rapidité ordinaire, mettrait trente-deux ans à parcourir la même étendue, qui est de 32,000,000 de lieues.

L'extrême ténuité des molécules de la lumière est indiquée par leur rapidité, puisque l'impulsion donnée aux corps mobiles est en proportion de la masse multipliée par la vitesse; si l'une ou l'autre, ou toutes les deux, sont augmentées, la force d'impulsion est augmentée proportionnellement. On conclut de là que si les molécules de lumière n'étaient pas extrêmement petites, leur rapidité les rendrait dangereuses à l'organe de la vue; la rapidité de leurs mouvemens peut également être sentie, par la facilité avec laquelle ces mo-

lécules traversent des corps solides et transparens, sans qu'elle éprouve une diminution appréciable.

Réflection. — Lorsqu'un rayon de lumière tombe perpendiculairement sur une surface polie, il est renvoyé dans la même direction; mais si le rayon tombe obliquement, il retourne à l'extrémité opposée d'une perpendiculaire élevée au point où le rayon tombe, et à une distance égale de cette ligne. L'angle que le rayon forme avec la perpendiculaire se nomme *angle d'incidence*, et l'angle qu'il fait avec la même ligne, lorsqu'il est réfléchi, se nomme *angle de réflection*. L'égalité invariable de ces deux angles est le fondement d'une loi d'optique, que l'angle d'incidence est égal à l'angle de réflection.

Réfraction. — Si un rayon de lumière passe perpendiculairement d'un milieu dans un autre, comme de l'air dans l'eau, ou de l'eau dans l'air, il se meut dans la même direction; mais s'il passe obliquement, il se rompt et prend une autre direction : c'est ce qu'on nomme *réfraction*. Si l'on plonge un bâton dans l'eau, il paraît brisé à l'endroit où il rencontre sa surface, ce qui est dû à la réfraction des rayons.

Lorsqu'un rayon passe d'un milieu rare dans un plus dense, il se réfracte ou se brise vers la perpendiculaire; mais il se réfracte à sa jonction avec elle, lorsqu'il passe d'un milieu dense dans un plus rare. La quantité de cette réfraction est estimée d'après la densité du medium, à cette exception près, qui est très remarquable, que le pouvoir réfractif des corps combustibles est en plus grande proportion que leur densité. Newton, observant ce fait dans l'eau et le diamant, conjectura qu'ils étaient des corps combustibles; ce que des expériences multipliées ont prouvé.

Prisme. — Si l'on fait pénétrer un rayon dans une chambre obscure, à travers une ouverture pratiquée dans un volet, il se réfléchit sur la muraille, et forme un rond lumineux; mais si l'on interpose un prisme triangulaire, le rayon est non-seulement réfracté, mais il apparaît sous une forme oblongue et la séparation des sept couleurs primitives a lieu. Cette

figure se nomme *spectre solaire*, et on la divise en 360 parties; la couleur, l'ordre et la proportion des sept rayons ont lieu ainsi qu'il suit: rouge, 45 parties; orangé, 27; jaune, 48; vert, 60; indigo, 40; violet, 80. Comme ces rayons se réfractent sur différentes parties du spectre, leur réfrangibilité n'est pas la même. Les rayons qui sont le plus au centre, sont les moins réfractés, tandis que ceux qui sont aux extrémités le sont davantage. Aucun changement ne peut être produit sur les rayons par de nouvelles réfractions ou réflections.

Transparence et opacité. — Dans son passage au travers de certains corps, comme l'eau et le verre, la lumière ne paraît souffrir aucune interruption; mais elle en éprouve nécessairement, en passant au travers des corps solides, tels que le bois, la pierre. On nomme ceux-ci opaques, et les autres transparents. Cette diversité des propriétés des corps n'est pas dépendante de leur densité; car l'eau ou le verre sont plus denses que le bois. Suivant Newton, les molécules qui composent les corps transparens sont d'une égale densité, uniformément arrangées; et la lumière qui les pénètre est également attirée; tandis que les molécules des corps opaques étant de densité différente et diversement agrégées, les molécules de la lumière ne sont plus attirées également, et leur direction, continuellement détournée, est finalement interrompue.

La transmission de la lumière ne se fait pas également par tous les rayons. Le rayon jaune et le rayon vert pâle sont ceux qui en transmettent le plus; le rayon violet est celui qui en transmet le moins.

Propriétés chimiques. — La lumière, est sujette aux lois universelles de l'attraction, comme tous les autres corps: elle entre en combinaison chimique avec beaucoup de substances; et, lorsque ces substances sont placées sous certaines circonstances, la lumière qui s'était combinée en est alors dégagée. Cette espèce de lumière qui est appelée phosphorescente, pour la distinguer de celle qui est accompagnée de chaleur, se dégage des matières minérales, animales et végétales.

Exp. I. — Que l'on calcine des écailles d'huîtres dans un feu ouvert, qu'on les réduise en poudre passée au tamis, et qu'on en mêle trois parties avec une de fleur de soufre; qu'on introduise ensuite le mélange dans un creuset, et qu'on l'expose à une chaleur rouge pendant une heure; lorsque cette matière est réfroidie, on en prend la partie la plus pure, et on l'introduit dans une fiole bien bouchée; c'est ce qu'on appelle *pyrophore* de Canton, du nom de celui qui l'a découvert. Lorsqu'on l'expose aux rayons solaires, ou même au jour ordinaire, pendant quelque temps, la lumière qui s'en dégage alors dans l'obscurité est assez forte pour faire distinguer les objets. Mais il perd cette propriété, si on le tient à l'obscurité. Lorsque la lumière est faible, ou presque éteinte, on peut l'augmenter en plongeant la fiole dans de l'eau chaude. Cette expérience démontre que la lumière est alternativement absorbée et démise, sans produire aucun changement sur la substance avec laquelle elle est combinée.

Exp. II. — Que l'on calcine des écailles d'huîtres, et, les conservant entières, qu'on les expose aux rayons solaires; en les mettant ensuite à l'obscurité, il se dégage une belle lumière, souvent irisée. Quand cette lumière est éteinte, on la renouvelle en exposant de nouveau les écailles au soleil; la lumière irisée est augmentée, si on a employé du fer ou du charbon dans la calcination.

Exp. III. — En plaçant, dans une chambre obscure, un cristal rhomboïdal de carbonate de chaux, sur une lame de fer rouge brun, en peu de temps, un beau rayon de lumière blanche apparaît, comme si toute la masse était allumée.

Exp. IV. — Que l'on mette une quantité de fluate de chaux concassé sur une lame de fer de la même température, une grande quantité de lumière pourpre se manifestera.

Exp. V. — Que l'on divise un hareng frais longitudinalement, qu'on en mette 7 grammes coupés de travers, dans une solution de 7 grammes de sel d'epsom, dans 56 grammes

d'eau froide; vers la fin du second jour, on aperçoit un cercle lumineux à la surface du liquide; et lorsqu'on secoue la fiole qui contient le mélange, il apparaît une belle lumière pendant un jour ou deux. De pareilles expériences peuvent être faites avec le sel ordinaire, l'eau de mer et le sel de glauber, aussi bien qu'avec d'autres poissons (Trans. Phil. 1800).

Dans les deux premières expériences, la lumière paraît avoir été absorbée et dégagée. Dans celles faites sur le carbonate de chaux et le fluate de chaux, il paraît que la lumière y est entrée comme une des parties constituantes de ces minéraux, dont elle est dégagée par l'application de la chaleur; mais elle ne se recouvre pas par une nouvelle exposition aux rayons solaires: cette lumière paraît être un des élémens de la matière organique, qui se sépare au commencement de la décomposition.

Sources de la lumière. — La grande source de la chaleur, aussi bien que celle de la lumière, est le soleil. Les expériences des philosophes modernes ont prouvé que les rayons solaires sont de trois espèces: 1° les rayons qui produisent des couleurs; 2° les rayons qui procurent la chaleur, et 3° les rayons qui ne produisent ni lumière ni chaleur d'une manière perceptible, mais qui ont quelques effets chimiques remarquables. Les rayons qui produisent les couleurs sont compris dans le spectre solaire; ceux qui ont le plus d'effet sur le thermomètre, sont les rayons rouges, et ceux qui produisent le plus d'effets chimiques, sont les rayons violets, à l'extrémité opposée du spectre. Ces derniers rayons sont ceux qui ont le plus de pouvoir pour réduire les sels et les oxides métalliques.

De la combustion. — La combustion est une autre grande source de lumière. Des corps enflammés dégagent toujours de la lumière, de sorte qu'elle doit être une des parties constituantes des substances employées dans ces procédés. Quelques corps produisent de la lumière, lorsqu'ils sont élevés à une certaine température, sans être en combustion. Le fer,

chauffé à 335° centigr., devient visible dans l'obscurité; il est brillant à 400°, lumineux dans le crépuscule à 473°.33, et brillant en plein jour lorsque la température excède 598°.88 centigr.

De la percussion. — On dégage également de la lumière par la percussion, comme lorsqu'on frappe l'un contre l'autre des morceaux de cristal de roche, de quartz, de pierre à fusil et d'acier; en frottant deux morceaux de sucre cristallisé, il se dégage des étincelles de lumière visibles dans l'obscurité.

SECTION II.

DU CALORIQUE.

On peut entendre deux choses différentes par le mot calorique. On entend par sentir la chaleur, la sensation excitée dans le corps. Quand on dit que le feu ou un métal sont chauds, cela dénote le pouvoir d'exciter la sensation de la chaleur dans le feu ou dans le métal, de sorte que l'un est la cause et l'autre l'effet. Mais pour prévenir l'ambiguité on a introduit le mot de calorique dans la chimie moderne, pour signifier la cause de la sensation.

Il y a deux opinions concernant la nature du calorique. Suivant la première, elle dépend d'une vibration particulière qui est donnée aux molécules des corps échauffés; mais suivant l'autre ce serait un fluide subtil universellement répandu et d'une nature très-élastique et pénétrante. L'opinion prévalante est que le calorique est une substance matérielle distincte: opinion qui est la plus favorable à l'explication des phénomènes qui accompagnent les changemens et les effets du calorique.

Les molécules de calorique sont attirées par d'autres matières, et entrent en combinaison avec elles. Leur vélocité est la même que celle de la lumière, et leur ténuité est aussi grande. Comme les rayons lumineux, le calorique est réfléchi par les surfaces polies, et réfracté lorsqu'il traverse des corps transparens.

Exp. I. — Si l'on place deux miroirs concaves de fer étamé, de neuf pouces de diamètre, à douze pieds de distance l'un de l'autre, et qu'un boulet de fer de deux pouces de diamètre soit chauffé jusqu'au rouge obscur, et placé dans le foyer d'un des miroirs, tandis qu'on aura mis un thermomètre dans l'autre; en quelques minutes, le thermomètre s'élevera à la température correspondante au degré de chaleur du boulet, et cela en raison des rayons réfléchis par la surface polie.

Exp. II. — Si au boulet chauffé on substitue une bougie allumée, l'effet sera le même, mais sensiblement moindre.

Exp. III. — Que l'on interpose une lame de verre entre les deux miroirs, au moment où la chaleur du boulet placé au foyer de l'un deux a fait monter le thermomètre placé dans l'autre, l'interposition du verre occasionnera un abaissement dans le thermomètre; ce qui prouve que les rayons du calorique sont interrompus, tandis que les rayons lumineux ne sont pas sensiblement diminués. Si l'on enlève la lame interposée, le thermomètre indiquera de nouveau une augmentation de température.

Exp. IV. — Que l'on place les miroirs à une distance de deux mètres, et qu'on substitue au boulet une capsule de verre remplie d'eau bouillante; un thermomètre très-délicat étant placé dans le foyer de l'autre miroir, que l'on suspende au milieu de l'espace entre les miroirs, un miroir de verre ordinaire, de sorte que ses deux côtés puissent être tournés à volonté vers le vase contenant l'eau bouillante; lorsqu'on présentera le côté poli du miroir, l'élévation du thermomètre sera très-petite, mais lorsque l'autre côté, qu'on aura préalablement noirci, sera en regard de l'eau, le thermomètre s'élevera alors de 3 ou 4°. Dans une expérience qui fut faite avec soin, le thermomètre s'éleva de 3 degrés, lorsqu'on présenta le côté poli à l'eau bouillante, tandis qu'il s'éleva de 9° lorsqu'on lui présenta l'autre côté.

Ces expériences prouvent évidemment la réflection des

rayons du calorique; elles prouvent aussi que les rayons de la lumière et de la chaleur peuvent être séparés, et se transmettent au travers des corps avec la même facilité; que l'intervention du miroir, dans la dernière expérience, produit un changement d'effets remarquables, dans la transmission des rayons; changement dû à la différence des surfaces du même corps.

1. *De l'égalité de distribution du calorique.*

Si l'on amène plusieurs corps de températures inégales en contact les uns avec les autres, ils seront en peu de temps réduits à la même température, et indiqueront le même degré de chaleur. Un corps à une température de 50°, un autre à 100°, et un troisième à 200°, placés dans un espace dont la température est à 80°, acquièrent bientôt la même température; celui de 50° sera élevé à 80°, et les deux autres seront réduits: c'est ce qu'on appelle *équilibre*. Quel que soit donc le degré auquel les corps sont élevés ou abaissés, ils acquièrent tous la température du *medium* dans lequel ils se trouvent placés.

Comme les corps sont privés de calorique pour la radiation de leurs surfaces, aussi bien que par la communication directe avec les autres corps, la différence de temps que des corps de nature différente mettent à acquérir la même température, est considérable; puisque cette faculté dépend de la nature des surfaces qui émettent ou reçoivent le calorique, ainsi que du pouvoir conducteur qui est également différent dans différentes matières. Les corps qui sont bons conducteurs du calorique se refroidissent le plutôt.

Expérience. — Qu'on mette une partie de mercure et une partie d'eau dans des vases différens, et, les ayant élevés à la température de 100°, qu'on les place dans un même milieu dont la température est à 50°, on trouvera que le mercure aura plutôt acquis cette température de 50°, parcequ'il est meilleur conducteur de la chaleur.

2. *Du mouvement du calorique.*

Le passage du calorique d'un corps dans un autre, se fait de deux manières; il peut être transmis du corps échauffant par l'intervention d'un autre corps qui est lui-même en contact avec celui qui reçoit le calorique; on l'appelle alors *conduit;* il passe lentement, mais il peut être directement transmis sans l'intervention d'aucun corps; on l'appelle alors *radié*, comme les rayons qui proviennent du soleil ou d'un feu; le passage est alors instantané.

Du pouvoir conducteur des corps. — Ce pouvoir diffère, selon les corps. Les métaux sont les meilleurs conducteurs. Les substances poreuses, comme le bouchon, la laine, le bois, ne laissent que lentement passer le calorique : de là la raison qui fait préférer les vêtements de laine en hiver, parce que la chaleur du corps se dissipe moins vite. La différence remarquable du pouvoir conducteur peut être démontrée par une seule expérience.

Exp. I. — Qu'on prenne une tige de fer et une de bois, d'un pied de long; qu'on en introduise les extrémités dans le feu, tandis qu'on les tient à la main par les autres; bientôt la chaleur de la tige de fer sera trop grande pour la main, tandis que la tige de bois sera presque consumée sans aucune sensation appréciable : c'est la différence des pouvoirs conducteurs entre le métal et le bois.

Exp. II. — Que l'on prépare de petits fils d'argent, de cuivre, de plomb, de fer et d'étain, ainsi que de verre et de bois, à-peu-près des mêmes dimensions; qu'on garnisse ensuite une de leurs extrémités de cire, et qu'on plonge l'autre dans de l'eau bouillante ou dans du sable chaud, en peu de temps la cire se fondra, d'abord sur les fils métalliques dans l'ordre de leur conductibilité, ensuite sur celui de verre, et finalement sur celui de bois, le moins conductible de tous.

Le pouvoir conducteur des métaux n'est pas en raison de

leur densité, comme on pourrait le croire. L'argent et l'or le possèdent au plus haut degré; le cuivre et l'étain sont meilleurs conducteurs que le fer, l'acier, le plomb, et même le platine, qui est cependant le plus dense de tous les métaux. Les liquides sont aussi des conducteurs du calorique, mais dans un degré très-faible. Les gaz possèdent encore moins cette qualité. On a prouvé que l'hydrogène conduisait quatre fois mieux le calorique que l'air atmosphérique, quoique ce dernier ait une pesanteur spécifique beaucoup plus grande.

Du calorique rayonnant. — Des corps élevés à une température plus forte que le *medium* environnant, dégagent de la chaleur, jusqu'à ce qu'ils acquièrent la même température. Ce pouvoir émissif varie suivant la différence d'état du même corps. Il paraît, d'après les expériences de M. Leslie, que la propriété d'absorber et d'émettre est grandement influencée par la nature des surfaces réfléchissantes. Les surfaces polies dégagent le plus lentement; mais quand elles sont rayées, ternies ou recouvertes légèrement de quelque substance noire, leurs pouvoirs émissifs et absorbans sont augmentés.

Exp. I. — Qu'on remplisse d'eau bouillante un globe de fer étamé, et qu'on observe le temps nécessaire à un refroidissement partiel de quelques degrés; ensuite que l'on couvre la surface extérieure du globe avec du noir de fumée, on trouvera que, pour parvenir au même degré de refroidissement, il ne faut que la moitié du temps observé dans la première expérience.

Exp. II. — Que l'on prépare un vase cubique de fer blanc de six ou huit pouces carrés, muni d'un orifice dont le couvercle peut recevoir un thermomètre; qu'on recouvre deux de ses faces, l'une de mercure, l'autre de noir de fumée; que l'on gratte la troisième avec du papier de verre, et que la dernière conserve son brillant; ensuite, après avoir rempli ce vase d'eau bouillante, qu'on en présente successivement les faces au foyer et en regard d'un miroir d'étain poli; que l'on mette le thermomètre différen-

tiel de M. Leslie dans le foyer du miroir placé vis-à-vis du premier, plus on approchera le vase du miroir, et plus les effets du thermomètre seront grands. La différence que les côtés présentés au miroir produiront sera sensible. La face brillante émettra la plus petite quantité de chaleur, et le côté noirci, la plus grande. Il résulte de ces expériences que le pouvoir radiant du noir de fumée est égal à 100°; celui de l'étain, de l'or poli, de l'argent et du cuivre est seulement égal à 12°.

On peut déduire quelques observations pratiques très-utiles de ces expériences. Lorsqu'on desire conserver la chaleur d'une substance renfermée dans un vase métallique, on doit en conserver les surfaces polies et brillantes : un vase d'argent ou d'un métal poli conserve la chaleur plus long-temps que ceux de porcelaine ou de terre; mais si l'on veut abaisser promptement la température, la surface du vase doit être recouverte d'une légère couche d'un corps quelconque. Les tuyaux métalliques dont on se sert pour conduire les vapeurs devraient être polis pour diminuer l'émission de la chaleur.

3. *Des effets du calorique.*

Quand la chaleur se combine avec les corps, ses effets diffèrent suivant leur nature. La dilatation ou augmentation de volume en est l'effet le plus général; et quand l'accumulation est continuée dans plusieurs corps, leur constitution change, comme lorsqu'un solide se convertit en liquide; et par l'addition d'une plus grande quantité de calorique, lorsqu'un liquide passe à l'état de vapeur. Dans quelques cas, la composition des corps est entièrement changée.

De la dilatation. — Un des effets les plus généraux de l'accumulation de la chaleur est la dilatation des corps; leur contraction correspondante est due à son abstraction. Dans les corps les plus simples, ces effets sont uniformes et inva-

riables. Cette expansion, par l'accumulation de la chaleur, a lieu dans les solides, les liquides et les fluides.

Exp. I. — Que l'on prenne une tige de fer, à laquelle on adapte exactement un anneau du même métal, et qu'on fasse rougir la tige; la dilatation du fer l'empêchera de s'adapter au même anneau; qualité que la tige reprendra par le refroidissement.

Exp. II. — Que l'on remplisse d'alcool le fond d'un petit matras, et qu'on le plonge dans l'eau bouillante; l'alcool montera alors dans le col du matras, et au fur et à mesure que la température diminuera, il reprendra son premier volume.

Exp. III. — Si l'on remplit à-peu-près une vessie d'air, l'application de la chaleur la tendra dans son entier; mais, par le refroidissement, elle reprendra sa forme première.

La dilatation est moindre dans les solides que dans les liquides, et elle est la plus grande dans les fluides élastiques. Ainsi, 28 décimètres cubes de fer, élevés depuis o jusqu'à 100° centigr., ne sont augmentés que d'un dixième du volume, tandis que 28 décimètres cubes d'eau, élevés à la même température, augmentent de 1700 fois leur volume, en prenant la forme élastique, et seulement de 1/25 de leur volume à l'état liquide. Enfin 28 décimètres cubes d'air atmosphérique sont augmentés d'une fois et demie leur volume à la même température.

L'usage introduit d'employer des cercles de fer aux roues des voitures, prouve la dilatation des corps solides par la chaleur, et leur contraction par le froid. Le cercle se fait plus petit qu'il n'est nécessaire, et, en le rougissant, sa dilatation en rend l'application possible : on le refroidit aussitôt avec de l'eau, pour lui faire reprendre, par la contraction, ses dimensions premières. L'effet expansif de la chaleur explique aussi la raison qui fait rompre des vaisseaux de verre, de terre ou de fer coulé, par son application ou sa

soustraction. Lorsque la chaleur est appliquée subitement, *cette* partie du vase qui reçoit l'accumulation du calorique se dilate inégalement, et le vase se brise.

Dans tous les corps, les degrés de dilatation ou de contraction sont en raison de l'accumulation ou de l'abstraction du calorique. On a saisi l'avantage que présentait la dilatation de différents métaux à une même température, pour la construction du pendule, dont les mesures de temps dépendent d'une longueur uniforme. On emploie des verges de différens métaux dont la dilatation est la même; on les arrange de manière que leur dilatation soit en sens opposé, ce qui force le pendule de rester uniformément de la même longueur.

Lorsque l'eau, quelques substances métalliques, et particulièrement la fonte de fer, passent de l'état liquide à l'état solide, par l'abstraction du calorique, ils augmentent de volume, et font exception à la loi générale de la dilatation. Quand l'eau est renfermée dans des vases, et qu'elle se congèle, elle les brise avec violence, et agit, d'après l'estime qu'on en a faite, avec une force égale à 13,563.59 kilogr. On attribue au même pouvoir l'éclat des tonneaux d'eau; les fentes des arbres et des rochers, et l'élévation des pavés pendant les gelées; c'est aussi à l'augmentation de volume, lorsque le fer fondu se refroidit, que l'on doit attribuer ce que les lignes ont d'aigu, dans les figures d'ornement faites avec ce métal. On a également attribué à la même cause l'arrangement des molécules de ces corps, lorsqu'ils prennent une forme solide, ou à la cristallisation, qui leur fait occuper un plus grand espace que lorsqu'ils sont à l'état de fusion.

La dilatation des solides est à-peu-près la même à la même température, tandis que celle des liquides ne l'est nullement. Les liquides les plus dilatables sont ceux qui passent le plus facilement à l'état de vapeur. Leur dilatation est en raison de la proximité de leur point d'ébullition. A une température quelconque, l'alcool, dont le point d'ébullition est plus bas, se dilate plus que l'eau; l'eau, plus que le mercure.

A une même température, les gaz ont à-peu-près tous la même dilatation.

Thermomètres. — La construction du thermomètre, si important dans la mesure de la température relative des corps, dépend des propriétés dilatables de ceux-ci. L'invention en est attribuée à Sanctorio, physicien italien, qui vivait au commencement du dix-septième siècle; mais on dit que cet instrument était connu en Hollande avant cette époque. Le thermomètre de Sanctorio est un tube de verre, ouvert d'un côté, et ayant une boule creuse de l'autre. L'air intérieur de la boule étant échauffé, une partie en est chassée; l'ouverture du tube étant plongée dans un liquide coloré, au fur et à mesure que l'air de la boule se refroidit, le liquide s'élève dans le tube, suivant que l'air contenu dans la boule se dilate ou se condense par l'accumulation ou l'abstraction du calorique, et indique ainsi les changemens de température auxquels l'air extérieur est exposé. Une échelle de degrés, appliquée au tube, fait calculer ces changemens. Par la suite, on employa différens liquides, comme l'alcool, l'huile de lin et le mercure. La boule et une partie du tube étant remplies d'un de ces liquides, on bouche l'extrémité opposée pour empêcher l'influence de la pression extérieure de l'atmosphère.

Du thermomètre de Fahrenheit. — Pour la construction de ce thermomètre, qui est généralement en usage en Angleterre, on choisit un tube de verre d'un diamètre parfaitement égal dans toute sa longueur, et on souffle une boule à l'une des extrémités. On remplit ensuite la boule et une partie du tube, de mercure, qu'on a fait bouillir pour en chasser l'air; puis on ferme hermétiquement l'extrémité ouverte, à la lampe à l'émailleur; on gradue ensuite le tube. Comme la neige ou l'eau congelée sont toujours à la même température, on y plonge le thermomètre, qui s'arrête toujours au même point. Ce point est marqué 32 sur l'échelle, et il indique la *glace*. On plonge ensuite le thermomètre dans de l'eau bouillante, et le point où le mercure s'arrête est mar-

qué 212. L'espace intermédiaire est divisé en 180 degrés, et on continue les mêmes divisions, au-dessus et au-dessous, autant que possible (1).

Du thermomètre de Réaumur. — Il est presque généralement usité en France; il est marqué zéro au point de glace, et 80° à celui qui indique l'ébullition de l'eau. Pour convertir les degrés de ce thermomètre en degrés de celui de Fahrenheit, on multiplie par 9, on divise par 4, et on ajoute 32.

Du thermomètre de Celsius. — Ce thermomètre, usité en Suède, est, comme le thermomètre centigrade de France, divisé en 100 parties du point de congélation à celui de l'eau bouillante. Pour convertir ces degrés à ceux de Fahrenheit, on multiplie par 9, on divise par 5, et on ajoute 32.

Du thermomètre de Delisle. — On en fait usage en Russie. Il est divisé en 150° d'un point à l'autre. L'eau bouillante est marquée zéro, et les degrés sont comptés du haut en bas jusqu'à la glace. Pour réduire les degrés de ce thermomètre, sous le point de l'eau bouillante, à ceux de Fahrenheit, on multiplie par 6, on divise par 5, et on retranche 212; et au-dessus du point de l'ébullition, après la même multiplication et la même division, on ajoute 212.

On fait choix du mercure, dans la construction des thermomètres, parce qu'il se dilate plus uniformément que tout autre liquide, quoique cette dilatation ne soit pas rigoureusement égale dans tous les degrés; dans les parties élevées, la dilatation est plus grande, avec même nombre de degrés.

---

(1) Pour convertir les degrés de ce thermomètre en degrés de thermomètre de Réaumur, on ajoute 32 pour — o, ou on retranche 32 pour + o; on multiplie le nombre par 4, et on divise le produit par 9.

Pour convertir les degrés du thermomètre de Fahrenheit en degrés du thermomètre Centigrade, on ajoute 32 pour — o, ou on retranche 32 pour + o; on multiplie le nombre par 5, et on divise le produit par 9. (*Note du Traducteur.*)

Du thermomètre différentiel. — Ce thermomètre, inventé par M. Leslie, n'est qu'une modification du thermomètre à air. Il est formé de deux tubes de verre d'inégale longueur, et se terminant chacun par une boule creuse. On joint leurs extrémités inférieures, après avoir introduit une petite quantité d'acide sulfurique teint en rouge avec du carmin, dans la boule du tube le plus long. Les tubes étant joints à la lampe, on les courbe de manière à leur donner la forme de la lettre U. On souffle les boules aussi égales que possible, et de 10 à 12 millimètres de diamètre : les tubes doivent être un peu plus larges que ceux des thermomètres ordinaires, afin que le liquide coloré puisse mouvoir plus rapidement sous toute espèce d'impression. Chaque tube est de 50 à 100 millimètres de long. Il est évident, par la nature de l'instrument, qu'il est seulement affecté par la différence de chaleur des boules correspondantes; de là vient aussi le nom que l'inventeur lui a donné. Aussi long-temps que l'air des boules est à la même température, le liquide coloré reste stationnaire; mais si l'on chauffe l'une d'elles, l'élasticité de l'air renfermé étant augmentée, elle chasse le liquide, et le fait monter dans le tube opposé, qui porte une échelle graduée, divisée en 100 parties égales entre le point de congélation et celui de l'eau bouillante. Ce thermomètre est particulièrement employé pour s'assurer de la différence de température de deux points contigus d'une même atmosphère, comme pour déterminer la chaleur du foyer d'un miroir, où il a été heureusement appliqué. Ce thermomètre n'est pas propre à mesurer les variations de l'atmosphère environnante.

Du pyromètre de Wedgewood. — Le pyromètre inventé par Wedgewood, a pour but d'indiquer les hauts degrés de température auxquels le thermomètre ordinaire ne peut atteindre. Il est construit sur le principe de retrait qu'éprouve l'argile pure, lorsqu'elle est soumise à une forte chaleur. On choisit à cet effet de l'argile bien pure, et on en forme de petits cylindres égaux en grosseur et en longueur; on les expose à une chaleur rouge brun, pour en chasser l'air et l'humidité,

et les rendre propres à supporter les plus fortes températures. On forme une échelle de deux règles de cuivre ou de laiton soudées à une plaque du même métal. Ces règles, qui ont 609,592 millimètres de long, sont divisées en 240 parties égales; à l'extrémité supérieure de l'échelle, elles sont éloignées de 12 millimètres, et seulement de 7.5 millimètres à l'extrémité inférieure. Avant d'introduire un des cylindres dans le fourneau dont on veut apprécier la chaleur, on le place entre les deux règles pour en marquer le degré; on fait de même lorsqu'on le retire, et la quantité de retrait que le cylindre a éprouvé, marque la température. On compte les degrés du sommet de l'échelle à partir de celui marqué par le cylindre avant son retrait.

Le premier degré du pyromètre, qui indique une chaleur rouge, correspond au 580° 55 centigr., ou 1077 du thermomètre de Fahrenheit, et chaque degré du pyromètre comprend, d'après les calculs qui ont été faits, 130° du thermomètre de Fahrenheit, ou 54.44 centigr. Pour rendre le pyromètre plus intelligible, on joint ici les degrés correspondants des deux instruments.

	WEDGEWOOD.	FAHRENHEIT.	CENTIGR.
Chaleur rouge..........	0	1,077	580.55
Fusion de l'argent.......	28	4,717	2,602.77
Fusion de l'or...........	32	5,237	2,891.66
Chaleur du fer battu.....	95	13,427	7,441.66
Fusion de fer coulé......	130	17,977	9,969.44
La plus grande chaleur d'un fourneau à reverbère de 8 pouces carrés........	160	21,877	12,136.11
L'extrémité de l'échelle ou la plus grande chaleur observée.............	240	32,277	17,913.88

Cet instrument est fait pour rendre compte de ces chaleurs intenses qui ne peuvent être mesurées par aucun autre; et il

a été employé avec avantage dans les arts et manufactures, où de pareilles chaleurs sont nécessaires. Mais néanmoins, l'estimation faite d'après ces cylindres ne peut être qu'approximative, et les difficultés qu'on éprouve dans leur construction et dans la préparation des matières, en rendent toujours le retrait inégal.

Il existe une singulière anomalie dans les propriétés dilatables de l'eau : sa plus grande densité est à-peu-près de 4.44 à 5.56 centigr.; cependant elle continue de se dilater également, que la température soit élevée au-dessus de ce point ou abaissée. Ce fait curieux, qui a été souvent considéré, reste encore sans être expliqué.

Des fluides. — La matière existe sous trois états différens; savoir: l'état solide, l'état liquide et l'état de vapeur; à peu d'exceptions près, elle peut être convertie de l'un à l'autre, par l'augmentation ou la soustraction du calorique. La glace devient liquide au moyen de la chaleur; et si celle-ci est augmentée, elle passe à l'état de vapeur: d'un autre côté, la soustraction du calorique fait reprendre à une quantité de vapeurs aqueuses, la forme liquide; si la température baisse davantage, elle devient solide, et se convertit en glace. Ainsi, à quelques exceptions près, c'est une loi générale, que la matière peut passer d'un état dans un autre. Parmi les exceptions, on remarque l'air atmosphérique qui existe toujours à l'état aériforme, et l'esprit de vin, qui ne nous est connu que sous les formes liquide et gazeuse. C'est une autre loi générale de la conversion des substances solides à l'état de fluidité, que les changemens ont lieu lorsque les circonstances sont les mêmes, et qu'ils sont exposés à la même température. La glace se liquéfie à 0 centigr., et l'eau se convertit en vapeurs à 100 centigr. Quelques corps passent instantanément de l'état solide à l'état liquide, comme la glace; mais la cire passe par divers degrés de liquéfaction avant d'être entièrement fluide. Cette cause, qui a été expliquée par le docteur Black, peut être rangée parmi les découvertes les plus belles et les plus importantes de la chimie moderne.

Expérience. Deux vases très-minces de verre, contenant chacun 141 grammes d'eau, furent placés dans un hangard dont la température était à 8° 33 centigr. L'eau fut congelée dans un des vases, et dans l'autre elle fut abaissée à la température de + 0.56. On plaça un thermomètre dans chacun d'eux, et celui placé dans l'eau monta de 0.56 à 4.44 en une demi-heure; mais celui du vase contenant de la glace ne s'éleva pas au-dessus de 0 centigr., jusqu'à ce que toute la glace fût fondue, c'est-à-dire au bout de 21 demi-heures; quelques minutes après, le thermomètre s'éleva aussi à 4° 44 comme dans l'autre vase. Pendant les 21 demi-heures, la chaleur fut absorbée par la glace, et si cette absorption fut de 3.89 centigr. pendant chaque demi-heure, sa totalité fut de 21 fois 3.89, ou 81. 69 centigr.; mais cette chaleur ne fut pas indiquée par le thermomètre. Elle resta donc cachée dans l'eau, où, étant absorbée par la glace, elle la réduisit en eau. Cette combinaison du calorique et de la glace est la cause de sa liquéfaction, et parcequ'elle n'est pas indiquée par le thermomètre, le docteur Black lui donna le nom de *calorique latent*: D'autres l'ont nommé *calorique de fluidité*.

L'expérience contraire prouve la même chose; car, de même qu'il y a absorption de calorique, lorsque des corps passent de l'état solide à l'état liquide, il y a aussi dégagement, lorsqu'un liquide se convertit en solide. Quand on refroidit l'eau à 23 ou 24° au-dessous de la glace sans être congelée, ce qui arrive lorsqu'elle est contenue dans un vase fermé, et qu'on ne la remue pas; le moment où on l'expose à l'air et qu'on l'agite, elle se convertit en une masse poreuse de glace, tandis que le calorique, qui la retenait à l'état liquide, se dégage; c'est ce que prouve l'expérience suivante.

Expérience. Qu'on remplisse un fiole d'une solution de sel de glauber, autant que l'eau peut en dissoudre, et, pendant qu'elle est bouillante, que l'on ferme fortement avec un bouchon pour en exclure l'air. Si on laisse cette solution en repos, on pourra la conserver liquide; mais après l'abaissement de température à l'état ordinaire de l'atmosphère, si on enlève

le bouchon, le tout se prendra en masse, avec un dégagement de chaleur très-sensible à la main.

La température à laquelle l'eau se congèle est à 0. On l'appelle point de congélation, parce que l'eau est presque toujours liquide dans ce climat. On appelle point de fusion des métaux, celui auquel les métaux fondent, parce que ceux-ci sont communément solides. Il diffère suivant les corps, et reste uniformément le même pour un même corps. Le point de fusion du plomb est à 263° (1); celui de l'étain, à 210° (2); du soufre, 100°; de la cire, 61.11; du phosphore, 37.78°, et du suif 32.22 du thermomètre Centigrade.

De la vapeur. — Si, après avoir converti la glace en eau, on augmente encore la chaleur, l'eau passera à l'état de vapeur, et devra ce changement, ainsi que la glace, à l'absorption du calorique. Ce fait fut également reconnu par le docteur Black, et, suivant ses expériences, la quantité de calorique absorbée pour convertir cette eau en vapeur, l'aurait élevée à la température de 432.22 centigr.; c'est ce qu'il nomme calorique latent de la vapeur, parce qu'il n'est pas indiqué par le thermomètre. D'autres chimistes ont estimé cette température plus élevée, et Lavoisier la fait monter à 543.33 centigr.

Du point d'ébullition. — Le point où les liquides se convertissent en vapeurs, est uniformément le même sous la même pression de l'atmosphère. Pour l'eau, ce point est 100° centigr. Comme la chaleur est généralement appliquée à la partie inférieure des vaisseaux, cette partie du liquide qui est en contact immédiat avec le calorique, se change la première en vapeur, et leur passage au travers de l'eau occasionne l'ébullition.

Il y a des liquides qui prennent la forme gazeuse à toute espèce de température, comme l'eau, les esprits, et d'autres

---

(1) M. Thénard.

(2) Newton.

qui se dissipent aussitôt qu'on les expose à l'air. Il y en a qui ne perdent pas sensiblement de leur volume, jusqu'à ce que la température soit parvenue au point d'ébullition. Celui de l'éther, qui est un liquide extrêmement volatil, est à 36.67; ceux d'ammoniaque, 60°; d'esprits de vins, 78.89; d'eau, 100; d'huile de lin, 521.11, et de mercure, 337.77 centigr. La pression de l'atmosphère fait varier ces points. Sur le sommet d'une haute montagne, ou sous le récipient de la machine pneumatique dont on a fait le vide, l'eau et les autres liquides entrent en ébullition à une température beaucoup plus basse.

Exp. I. — Que l'on fasse bouillir de l'eau dans un vase de verre, qu'on le bouche ensuite fortement, et que l'on continue l'ébullition pendant quelques minutes, on verra l'agitation diminuer, et l'ébullition cesser en quelque sorte. Si, peu après, on enlève le bouchon, une grande quantité de vapeur se dégagera, et une forte ébullition aura lieu. La vapeur qui se dégage ainsi, est celle qui s'était formée, et dont le dégagement avait été empêché. La cessation de l'ébullition est due à cette vapeur qui remplissait le vide du vase, et dont la pression sur la surface du liquide empêchait l'agitation. Lorsque les vapeurs se dégagent, la température ne s'élève jamais au-dessus de 100° centigr.; mais, comprimée comme dans la machine de Papin, on peut l'élever de 150 à 200° centigr., par l'accumulation des vapeurs.

Exp. II. — Pendant que l'eau bout dans le vase employé à la première expérience, si on bouche fortement, et qu'on retire le feu, l'ébullition, après quelques minutes, cessera entièrement. Qu'on plonge alors le vase dans de l'eau froide, l'ébullition se renouvellera; que l'on plonge ensuite dans de l'eau chaude, elle sera arrêtée. Cette expérience, qu'on nomme la merveille chimique, prouve la conversion d'un liquide en vapeur, par l'addition du calorique et les changemens qu'il subit en revenant à l'état liquide par la soustraction de la chaleur. Quand on ôte le feu, et qu'on bouche, la partie vide du vase est remplie de vapeurs invi-

sibles, dont la pression arrête l'ébullition; mais quand le vase est plongé dans l'eau froide, les vapeurs, privées de calorique, reprennent leur état liquide; la pression n'existant plus à la surface de l'eau, ce qui reste de chaleur occasionne le renouvellement de l'ébullition : mais, lorsque le vase est plongé dans l'eau chaude, les vapeurs se dilatent, augmentent la pression, et empêchent l'ébullition. La preuve de la condensation de la vapeur est que, si l'on renverse l'orifice du vase dans de l'eau, et qu'on enlève le bouchon, l'eau remplira aussitôt le vase avec la plus grande force.

Exp. III. — Que l'on fasse bouillir de l'eau dans un vase qui communique, par un tube recourbé, avec un autre vase contenant de l'eau froide, celle-ci s'élevera peu-à-peu à la température de l'eau bouillante; ce qui démontre le pouvoir du calorique latent de la vapeur; tandis que si on mêle une partie d'eau bouillante égale à celle qui s'est dégagée à l'état de vapeur pendant l'opération, à une quantité d'eau semblable à celle que contenait le second vase, la température ne sera que légèrement augmentée.

De l'évaporation. — Le refroidissement des corps par l'évaporation est une autre preuve que le calorique est fortement absorbé par la vapeur. Si on humecte la boule d'un thermomètre avec de l'alcool ou de l'éther, l'évaporation rapide de ces substances, enlevant le calorique du mercure, le fera descendre dans le tube : on peut même congeler de l'eau par ce moyen, car en laissant tomber quelques gouttes d'éther sur un tube contenant de l'eau, elle se congèlera en peu de temps. D'après le même principe, on refroidit le vin, en appliquant un linge mouillé sur la bouteille, ou en introduisant celle-ci dans un vase de terre, assez poreux pour qu'il subisse une prompte évaporation à sa surface. Dans les Indes, on fait la glace suivant ce principe. On remplit d'eau des terrines basses non vernies, qui laissent suinter l'eau à travers leurs pores; on place ces vases sur les tiges sèches de plantes, qui, étant mauvaises conductrices du calorique, empêchent la communication avec la terre. Un courant d'air facilite l'opé-

ration, car la vapeur, étant enlevée aussitôt que formée, permet à une autre vapeur d'occuper la place. En passant par une pierre à filtrer, l'eau se refroidit, non-seulement en conséquence de l'évaporation par les côtés de la pierre, mais aussi par la conversion partielle des gouttes d'eau en vapeur, en traversant l'air pendant la chute. Les nombreuses gouttes qu'on trouve en hiver le long des vîtres d'un appartement, celles qui ruissèlent le long des murs, sont la preuve de la conversion des vapeurs en liquides, lorsqu'elles viennent en contact avec ces corps solides.

De la décomposition des corps par le calorique. — La combinaison des corps avec le calorique ne produit pas seulement leur dilatation et leur fluidité; elle produit encore leur décomposition, en les réduisant à leurs élémens; et ceux-ci, exposés à une très-grande chaleur, sont changés en de nouveaux composés. Ainsi, lorsqu'on expose à une chaleur rouge des substances métalliques qui sont combinées avec l'oxigène, et qu'on nomme alors oxides, elles se décomposent; une partie de leur oxigène, se combinant avec le calorique, paraît sous la forme de fluide élastique ou de gaz oxigène, qui est un composé d'oxigène et de chaleur. Quand on fait passer de la vapeur d'eau à travers un tube contenant du fer rouge, l'oxigène de l'eau se combine avec le fer, et forme un oxide, tandis que l'hydrogène se dégage. Si on fait passer des vapeurs ammoniacales dans un tube rouge, elles se décomposent; l'hydrogène et l'azote, se combinant avec le calorique, paraissent sous la forme de gaz : enfin, si on fait passer un courant d'hydrogène et d'azote dans un tube rouge, ils se combinent et se convertissent en gaz ammoniaque.

4. *De la quantité de calorique des corps.*

Toute l'attention des chimistes, qui se sont occupés de l'évaluation du calorique des différens corps, a été dirigée vers deux objets principaux : l'un, la détermination de la

quantité entière du calorique qui existe dans les corps; l'autre, de découvrir la proportion relative qu'exigent différens corps pour les amener à une même température. Le premier objet n'a pas encore été couronné de beaucoup de succès, et ne paraît pas très-utile en pratique; le second donne plus de satisfaction aux philosophes; c'est la spécification du calorique des corps.

Du calorique spécifique. — On serait porté à croire qu'une même quantité de calorique peut amener différens corps d'un volume égal à une même température, par son addition ou sa distraction. Mais l'expérience démontre que différens corps requièrent différentes quantités de calorique pour les amener à une même température.

Exp. I. — Qu'on prenne un kilogramme d'eau à 100°, qu'on la mêle avec une semblable quantité à 50°, la température du mélange sera en peu de temps la moyenne de 50° et de 100°; car l'eau à 100° émettra 25°, et celle à 50° en recevra 25°; le mélange sera donc à 75°.

Exp. II. — Que l'on prenne un kilogramme d'eau à 100°, et un kilogramme de mercure à 50°, le mélange n'acquerra pas la température moyenne, mais sera réduit seulement à 88°; l'eau n'aura donc perdu que 12°, tandis que le mercure en aura gagné 38°.

Exp. III. — Dans le mélange d'un kilogramme d'eau à 50° et d'un kilogramme de mercure à 100°, la température ne sera que de 62°, car le mercure en émet 38, et l'eau n'en acquiert que 12°.

Ces expériences démontrent évidemment que différentes quantités de calorique sont nécessaires pour augmenter ou diminuer la température de différens corps; car la quantité qui élève l'eau de 12°, élève le mercure de 38°; c'est là ce qu'on nomme le calorique spécifique des corps : cette diversité dans la constitution des corps est aussi appelée la capacité de la chaleur. Le corps qui requiert la plus grande quantité de calorique pour l'élever à une température donnée, est celui qui a une plus grande capacité pour la chaleur.

Le calorique spécifique de l'eau étant 1,000, celui du gaz hydrogène est 21,400; l'oxigène, 4,764; l'air atmosphérique, 1,790; le sel ordinaire dissout dans 8 parties d'eau, 0.832; l'acide hydrochlorique, 0.6800; le chêne, 0.5i; la chaux vive, 0.2199; le fer, 0.1264; et le plomb, 0,0424.

Du froid. — Ce mot exprime la soustraction d'une quantité de chaleur, ou bien la température relative de deux corps. Si on tient la main pendant quelques minutes dans de l'eau à 37° 78, et qu'on la plonge soudainement dans de l'eau à 4° 44, celle-ci sera trouvée froide : ce mot exprime donc la sensation excitée dans le corps; c'est ce qu'on peut facilement prouver.

EXP. I. — Qu'on prenne trois quantités d'eau, l'une à 0°, l'autre à 10°, et la troisième à 37°; qu'on plonge la main gauche dans celle à 0°, et la main droite dans celle à 37°; après les avoir tenues ainsi pendant quelques minutes, qu'on les plonge ensuite dans l'eau à 10°, celle-ci paraîtra chaude pour une main, et froide pour l'autre; différence qui résulte de l'état où se trouvaient les deux mains auparavant. Le même corps produit ainsi deux sensations différentes, par l'absorbtion du calorique d'un côté, et la soustraction de l'autre.

Avant que cette opinion des chimistes modernes ne fût reçue, on considérait le froid comme un corps distinct, et non comme un terme exprimant l'absence d'un corps; on parlait de molécules frigoriques comme de toutes les autres. Cette opinion cependant reçut quelque appui, des expériences de M. Pictet de Genève, dans lesquelles le froid paraissait être réfléchi.

EXP. II. — Deux miroirs concaves de fer étamé, furent placés à trois mètres de distance; on mit un thermomètre dans le foyer de l'un d'eux, et un vase de verre rempli de neige dans l'autre; le thermomètre baissa de quelques degrés; mais lorsque la neige fut enlevée, il remonta. Lorsqu'on produisit un froid plus intense, en versant sur la neige un acide qui la fit dissoudre rapidement, le thermomètre baissa en-

core de quelques degrés. On supposa, d'après ces apparences, que le froid émis par la neige se réfléchissait par les miroirs, et occasionnait l'abaissement du mercure; mais, dans ce cas, le thermomètre, ayant une température plus élevée que la neige, peut être considéré comme le corps échauffant; et, d'après le principe établi de l'égalité de distribution de calorique dans les corps à températures différentes, jusqu'à ce qu'ils acquièrent le même degré, le changement mutuel de la chaleur entre le thermomètre et la neige se trouve grandement facilité par la circonstance favorable où ils étaient placés.

Des mélanges frigorifiques. — On produit, par le mélange de certaines substances très-solubles, de grands degrés de froid. On se rappelle que la conversion d'un solide en liquide dépend de l'absorption du calorique, et que, dans quelques circonstances, on peut produire une diminution considérable de température. Pour produire un froid artificiel, on fait usage des mélanges de sels neutres dissous dans l'eau, d'acides faibles avec ces sels, de neige ou de glace concassée avec les mêmes sels. Un mélange de 5 parties de sel ammoniaque, de 5 de nitrate de potasse (nitre), et de 16 parties d'eau à la température ordinaire, réduit la température de 10° à — 12°. Si aux mêmes proportions on ajoute 8 parties de sel de Glauber (sulfate de soude), la température sera de 10° à —15°. Le sel de Glauber 8, et l'acide muriatique 5, réduisent la température de 10° à — 17°. Parties égales de neige et de sel ordinaire l'amènent de 0 à — 17°. Trois parties de muriate de chaux et deux de neige mettent la température de 0 à — 45.55; et deux parties de muriate de chaux et une de neige la réduisent de — 17° à — 54°. On trouve des détails très-étendus sur les mélanges frigorifiques dans les Mémoires de Walker (Trans. Phil. de 1795 et 1801).

Lorsqu'on veut employer ces mélanges, on doit prendre du sel nouvellement cristallisé et réduit en poudre fine, et les différens ingrédiens doivent être préalablement abaissés

jusqu'au degré où l'on veut commencer à compter. Ainsi, dans la congélation du mercure par le muriate de chaux et la neige, on réduit d'abord ces deux substances à —35°, et même plus bas par quelque autre mélange frigorifique, tandis qu'on conserve d'autres portions des mêmes substances à —17 ou 18° centig. Ces mélanges, étant rapidement *unis*, produiront une température de —45°55. Le mercure n'en exige que —40° pour devenir solide. Dans ces expériences, on emploie des vases d'étain ou d'autres métaux semblables, qui sont les meilleurs conducteurs du calorique : quand on emploie des acides, on garnit intérieurement les vases d'une couche de cire; ils ne doivent pas être plus grands que ne l'exige le volume des matières qu'ils doivent contenir.

5. *Des sources du calorique.*

On compte cinq différentes sources du calorique, suivant la nature des pouvoirs dont elles découlent, ou les moyens qui les produisent; savoir : le soleil, la combustion, la percussion, la friction et les mélanges.

Du soleil. — C'est la grande source de la lumière et de la chaleur dans notre système planétaire. Par les calculs des philosophes sur la constante émission de ces deux fluides, il a été reconnu qu'à raison de deux grains par jour, le diamètre du soleil perdrait 3.08 mètres en 6,000 ans. Mais, suivant les observations d'Hershel sur la nature et la constitution du soleil, il paraît que le corps en est opaque, qu'il est environné d'une atmosphère comme la terre, et que cette atmosphère est enveloppée d'une autre, lumineuse, d'où se dégagent la lumière et la chaleur, que nous supposions provenir du corps du soleil. En raison des changemens qui s'effectuent constamment sur cette atmosphère, elle montre différens degrés de splendeur; et pendant ces variations, la différence d'émission est très-grande. C'est à ces changemens que Hershel attribue la différence de température en

diverses saisons, et conséquemment le plus ou moins d'abondance dans les récoltes.

Les rayons de lumière, aussi bien que ceux du calorique, sont plus copieusement réfléchis des surfaces blanches que de celles qui sont obscurcies. Les rayons entrent dans les corps opaques, se combinent, et augmentent leur température; mais ils traversent les corps transparens. L'absorption du calorique par les corps opaques est démontrée dans l'exemple suivant.

Exp. I. — Que l'on prenne quatre morceaux de drap, noir, bleu, rouge et blanc; qu'on les place sur une surface de neige exposée au soleil, et, après qu'ils auront été quelque tems dans cet état, on trouvera que le morceau noir s'y est enfoncé le plus; le bleu, à-peu-près de même; le rouge, beaucoup moins, et le blanc à peine. Dans cette expérience, qui a été faite par le docteur Hooke, et ensuite par l'illustre Franklin, les morceaux de drap s'enfoncent en raison du calorique qu'ils absorbent, et l'effet se prononce le plus sur ceux d'une couleur foncée, tandis que les rayons sont presque réfléchis par la couleur blanche. L'expérience acquise que les draps noirs sont les plus chauds, et l'habitude de ne porter que des vêtemens de couleurs légères dans les climats équatoriaux, démontrent ce fait jusqu'à l'évidence.

Exp. II. — M. Davy prépara six morceaux semblables de cuivre, de 645 millimètres carrés et à-peu-près de 4 millimètres d'épaisseur; il les peignit de différentes couleurs, en blanc, jaune, rouge, vert, bleu et noir. Une couche très-mince de cérat, fait d'huile et de cire, dont la fusion s'opérait à 24.44 centig., fut appliquée à la surface inférieure; il les plaça ensuite sur une planche peinte en blanc, les faces supérieures exposées au soleil. Le cérat de la pièce noire fondit le premier, celui de la bleue ensuite, puis la verte, la rouge, et enfin la jaune en dernier; la pièce blanche fut à peine affectée, pendant que la noire était en fusion parfaite.

Expériences de M. Bérard. — Ces expériences, dont le

détail fut soumis à l'Institut de France en 1813, conduisent à des conclusions tant soit peu différentes de celle de Hershel, concernant les effets de la lumière solaire. Il trouva que le pouvoir calorifique augmentait, à partir de l'extrémité du rayon violet jusqu'au rayon rouge du spectre, et qu'il était le plus fort de tous à l'extrémité du rayon rouge; mais qu'au-delà, l'élévation du thermomètre au-dessus de celle de l'air ambiant, n'était que d'un cinquième de ce qu'il avait été dans le rayon rouge même; et il paraissait que l'intensité absolue de la chaleur était moindre que dans les expériences de Hershel.

Les deux spectres produits par le talc d'Islande offraient les mêmes propriétés. Dans les deux, le pouvoir calorifique diminuait à partir du rayon violet jusqu'à l'extrémité du rayon rouge, et cessait à-peu-près au-delà des rayons rouges visibles. Mais les molécules de la lumière étant polarisées par le cristal dans cette opération, M. Bérard s'attacha à découvrir si les rayons invisibles de la chaleur éprouvaient le même effet. Il fit arriver un rayon de lumière sur un verre transparent et poli, qui le polarisa ou en dirigea une partie par la réflexion. Ce rayon réfléchi fut reçu sur un second verre, fixé à un appareil qui le faisait mouvoir dans le rayon sous une incidence constante; celle-ci étant déterminée de manière à faire cesser la réflexion dans une certaine position. Les rayons calorifiques et lumineux étant réunis sur un miroir, réfléchis par le second verre et dirigés sur un thermomètre, il observa qu'aussi long-tems qu'il se trouvait de la lumière de réfléchie, le thermomètre montait; d'où il conclut, qu'il devait y avoir également de la chaleur de réfléchie, puisque, aussitôt que la lumière était interceptée, la chaleur l'était également, et le thermomètre restait stationnaire.

Dans un autre expérience, M. Bérard, au lieu de se servir d'un rayon solaire, opéra sur un rayon artificiel provenant d'un corps chaud, mais non lumineux, et il obtint le même résultat; car le thermomètre monta lorsque le second verre

fut placé de manière à réfléchir la lumière, et il resta stationnaire lorsque cet effet ne pouvait pas être obtenu. Il conclut de ces expériences, que le principe du calorique ne se sépare jamais des molécules lumineuses, et que les molécules invisibles du calorique radiant sont modifiées par la réflection, de même que la lumière.

Pour déterminer les effets chimiques des rayons de diverses couleurs, on imprégna de nitrate d'argent des petits morceaux de carton; on emplit aussi de petites fioles d'un mélange des gaz oximuriatique (chlore) et hydrogène, que l'on soumit successivement à leur action, et dont le pouvoir pouvait être observé par l'intensité ou la rapidité de leur effet chimique. On trouva que l'intensité était la plus grande à l'extrémité violette du spectre, et qu'elle s'étendait un peu au-delà de cette extrémité; mais qu'elle décroissait continuellement en approchant des rayons indigo et bleu.

Ayant concentré, par le moyen d'une lentille, cette partie du spectre qui s'étend du rayon vert à l'extrémité du rayon violet; et au moyen d'une autre lentille, toute cette portion qui s'étend du rayon vert à l'extrémité du rayon rouge, M. Bérard trouva que le muriate d'argent (chlorure), exposé pendant deux heures à ce dernier faisceau, n'offrait pas de changement notable, quoique la lumière fût si brillante que l'œil pouvait à peine la supporter; tandis qu'exposé à l'autre faisceau très-inférieur en éclat et en effets thermométriques, il fut noirci en moins de six minutes. Il conclut donc de ces expériences, que les effets chimiques produits par la lumière, ne sont pas dus à la combinaison de la chaleur avec la substance des corps; parce que, dans cette hypothèse, la faculté de produire une combinaison chimique serait la plus grande de toutes dans les rayons qui ont les plus grands pouvoirs calorifiques.

L'hypothèse que MM. Berthollet, Chaptal et Biot, qui présentèrent un rapport à l'Institut sur le mémoire de M. Bérard, semblent disposés à adopter, est que la lumière se compose d'un assemblage de rayons également réfrangibles,

et qui, par conséquent, agissent inégalement sur les corps. Cette manière de voir suppose des différences dans leur étendue et leur vélocité, ou dans leur affinité; et il paraîtrait de là que les effets calorifiques de la lumière, sous le rapport de la chimie, de la couleur et de la chaleur, dépendent de la différence de force homogène que produisent les sensations et les effets de la lumière. Le pouvoir de produire le spectre se trouve renfermé dans certaines limites; trop ou trop peu de réfrangibilité empêche cet effet; enfin les facultés chimiques et calorifiques varient toujours dans le spectre, dans le même degré que la frangibilité, mais en des proportions contraires.

2. *De la combustion.* — Les changemens remarquables que subissent les corps par la combustion, et les résultats importans qu'on en obtient, ne pouvaient manquer d'exciter l'intérêt et l'attention. La combustion étant une des principales sources de la chaleur, elle occupa long-tems les chimistes philosophes, dans le double intérêt de l'employer à l'amélioration des arts utiles, et à la découverte d'une théorie qui pût donner une explication satisfaisante de ses apparences.

Lorsqu'un morceau de fer est exposé à une haute température, il chauffe jusqu'à rougir; et pendant ce changement d'état, il absorbe la lumière et la chaleur; car lorsqu'on le retire du feu, il les émet toutes deux, pendant quelque tems; mais lorsqu'il est refroidi, on n'aperçoit plus qu'il ait subi aucun changement; opération qui peut être souvent répétée. Si l'on traite une pièce de bois de la même manière, la lumière et la chaleur sont également émises, mais son état change totalement: la plus grande partie se dissipe et se vaporise, et il ne reste plus qu'une petite portion de cendre. Le soufre, élevé à une température de 150° à 200° centigr. produit de nouvelles combinaisons; et les substances métalliques lorsqu'on les soumet à différens degrés de chaleur, se décomposent entièrement au lieu de conserver leur ténacité et leur lustre métallique; elles se réduisent d'ordinaire en poussière.

Aucun de ces changemens ne peut avoir lieu sans la com-

binaison de l'air atmosphérique ou du gaz oxigène, qui est un des principes constituant de ce fluide élastique. Dans la combustion, l'oxigène disparaît ou change sa constitution : la lumière et la chaleur sont émises, et le corps combustible acquiert de nouvelles propriétés. En considérant le phénomène de la combustion, il a été toujours mis en question de savoir quelle importance on devait donner aux différens agens qui y sont nécessairement concernés; et aussi, de quelle source provenaient la lumière et la chaleur. On s'accorde généralement sur ce point, que la chaleur provient de l'oxigène, et que cette portion de calorique est nécessaire pour le tenir à l'état de gaz. Différentes opinions ont aussi été soutenues sur la cause de la lumière.

Parmi les alchimistes, le soufre était considéré comme le principe inflammable universel, et tous les corps susceptibles de combustion étaient supposés contenir une portion de cette substance. Becher rejeta cette opinion, et admit que le soufre contenait bien le principe inflammable, mais qu'il n'était pas le principe même. Cette théorie fut perfectionnée par son élève Stahl, qui donna le nom de phlogistique, au principe inflammable.

Suivant la théorie de Stahl, le phlogistique est supposé exister dans tous les corps combustibles, et par-tout le même. Les diverses apparences de la combustion des corps, sont attribuées à leurs autres élémens, qui se combinent avec le principe inflammable ou phlogistique. L'inflammation ou la combustion n'est que la séparation ou la dissipation graduée de ce principe, et alors le corps dont il est séparé demeure incombustible, jusqu'à ce qu'il se combine de nouveau avec lui.

Ces opinions prévalaient encore vers le milieu du dix-septième siècle, lorsque Hooke établit en principe que l'air était le fondant universel des combustibles; que cette combustion a lieu lorsque la température est élevée, et que la substance qui la produit, est semblable à celle qui existe dans le nitre (nitrate de potasse). En adoptant cette opinion, Mayow

d'Oxford introduisit les noms de molécules nitro-aériennes, nécessaires à la combustion et existantes dans le nitre; ainsi que l'indique leur nom. Le phénomène de la combustion, suivant cette théorie, dépend du mouvement de ces molécules; et lorsque leur mouvement est rapide, la lumière et la chaleur se développent.

Dans les progrès que fit la chimie, ôn douta du principe imaginaire nommé phlogistique. On observa que les corps exposés au soleil devenaient inflammables; et acquérant ainsi le principe de l'inflammabilité, on supposa que le phlogistique était le même que la lumière fixée dans les corps. On observa aussi que l'air, dans lequel un corps est brûlé, change complètement, et l'on attribua ce changement à sa combinaison avec le phlogistique. De là vinrent les noms de phlogistiqué et de déphlogistiqué: le premier désignant l'air combiné avec le phlogistique, et incapable de supporter la combustion; le second exprimant l'air pur. Un peu plus tard, on supposa que la lumière et la chaleur existaient dans l'air, et que pendant la combustion, le phlogistique se combinait avec l'air, tandis que la lumière et la chaleur se séparaient. Suivant une autre opinion, l'hydrogène serait le principe du phlogistique, et la combustion ne serait que la combinaison de ce principe avec l'oxigène. D'autres modifications de cette théorie furent adoptées, jusqu'à ce qu'il parût que la substance combustible et le gaz oxigène ne faisaient qu'aider la combustion. Suivant les vues de Lavoisier, qui le premier proposa cette théorie connue sous son nom, la lumière et la chaleur sont en combinaison avec l'oxigène dans la forme élastique; et l'oxigène se combinant avec les corps pendant la combustion, la lumière et la chaleur se dégagent. Cette théorie a été modifiée à son tour, et tandis que les nouveaux philosophes admettent que l'oxigène est la source de la chaleur, en raison de sa fixation dans les corps brulés, ils supposent que la lumière est due au combustible.

On distingue trois modifications pendant la combustion:

l'ignition, l'inflammation et la détonation. La différence des effets qu'on observe dans ces modifications paraît dépendre de la nature des substances qui subissent ce changement.

De l'ignition. — Lorsqu'on expose une substance métallique, comme une pièce de fer, à une haute température, elle devient rouge et dégage de la lumière et de la chaleur; on dit alors qu'elle est en ignition; mais lorsqu'on la laisse refroidir, elle reprend son premier état sans aucun changement visible. Cette expérience ne doit pas être considérée comme une combustion. Quand une masse de fer est élevée à une température plus considérable, on dit alors qu'elle est en incandescence ou rouge blanc.

De l'inflammation. — Cette modification de la combustion dépend de la grande affinité du corps pour l'oxigène et du peu de cohésion qui existe entre les molécules du corps combustible. Une bougie ou du soufre, brûlant dans l'air libre, en montrent des exemples; mais les même corps brûlés dans le gaz oxigène, offrent une inflammation plus marquée et plus brillante.

De la détonation. — La détonation a lieu après une inflammation instantanée. Cet effet provient du passage subit d'un corps solide à l'état gazeux, ou de la condensation subite des fluides élastiques à l'état liquide. L'explosion de la poudre à canon, dans laquelle une prodigieuse quantité de vapeurs se forment subitement, est un exemple du premier de ces effets; l'inflammation des gaz oxigène et hydrogène, qui est suivie d'une violente explosion et d'une grande condensation avec dégagement de lumière et de chaleur, est un exemple du second.

Des produits de la combustion. — Les résultats de la combustion sont, de l'eau, un acide et un oxide. Quand l'oxigène et l'hydrogène entrent en combinaison, il se produit de l'eau; quand l'oxigène s'unit avec le soufre, le carbone ou le phosphore, il se produit un oxide ou un acide; et quand il se combine avec des corps métalliques, le nouveau composé est un oxide.

3. *De la percussion.* — Lorsque deux corps durs, tels que le silex et l'acier, sont frappés l'un contre l'autre, il se dégage de la chaleur : on peut amener du fer à l'état rouge par suite de percussions. Cette production de la chaleur, ou l'élévation de température, a été attribuée à la condensation des molécules. Il est bien connu que la compression ou la condensation de l'air, produit une température assez élevée pour enflammer des matières combustibles ; et il paraît, d'après les expériences de M. Dessaignes, que non-seulement l'air, mais que les liquides et les solides peuvent émettre de la lumière et de la chaleur par la compression.

Dans quelques cas, des corps qui ne sont nullement combustibles produisent de la lumière et de la chaleur par la percussion. Deux pierres dures produisent cet effet, lorsqu'on les frappe l'une contre l'autre. Les molécules produites sont d'une température très-élevée, et amenées à l'état de fusion, par leur condensation, sans cependant produire de combustion.

4. *De la friction.* — Il se produit une grande chaleur pendant la friction. L'intensité en varie suivant la nature de substances employées, et la longueur de la friction. Lorsqu'on emploie des substances combustibles, elles s'enflamment, et la température des substances incombustibles est élevée au point de pouvoir communiquer le feu aux corps combustibles. Quand la chaleur se dégage par la friction, on ne saurait l'attribuer à l'augmentation de densité, car l'expérience prouve que l'on produit beaucoup de chaleur en frottant la main sur un morceau d'étoffe ; et même les eaux de l'Océan indiquent une élévation de température, lorsqu'elles sont agitées par quelque tempête. On a attribué à un changement du calorique spécifique des corps, la chaleur qui est produite pendant la friction.

Il est très-important de bien choisir le bois dans la construction des machines, car l'expérience a prouvé que tous les bois ne produisent par le même degré de chaleur pendant la friction ; quand elle est faite et continuée dans la direction des fibres, on produit le degré de chaleur le plus élevé de tous.

5. *Des mélanges.* — Un des caractères de l'action chimique, est de produire un changement de température, dans le mélange; et il n'y a point de doute qu'il ne soit dû au changement de la masse. Lorsqu'un corps passe de l'état solide à l'état fluide, il dégage du calorique. Lorsqu'on combine les gaz ammoniaque et acide hydro-chlorique, on forme un solide, avec dégagement de chaleur. On obtient des effets semblables par le mélange de deux liquides, comme le mélange de l'acide sulfurique et de l'eau, qui élèvent la température à près de 100° centigr. La même chose a lieu lorsqu'on combine un solide et un liquide. De l'eau, versée sur de la chaux bien brulée, devient solide, et produit une chaleur considérable; il paraît qu'il s'en dégage aussi de la lumière visible pendant l'obscurité.

SECTION III.

DE L'ÉLECTRICITÉ ET DU GALVANISME.

L'électricité et particulièrement le galvanisme, qui n'en est qu'une modification, sont, dans beaucoup de cas, analogues à la lumière et à la chaleur. Les corps qu'on y assujétit, acquièrent une température élevée; les composés sont réduits à leurs élémens; ceux-ci sont engagés dans de nouvelles combinaisons, et les effets produits sont plus considérables que ceux obtenus par la plus grande chaleur artificielle, sans pouvoir cependant en attribuer la cause à une plus grande température ou à une activité particulière des opérations de l'électricité et du galvanisme. Quoique ces deux forces soient considérées comme des modifications du même pouvoir, il convient néanmoins de les considérer séparément, en raison de la différence qui existe dans les moyens de les exciter.

1. *De l'électricité.*

Si l'on frotte un morceau d'ambre jaune ou de succin, sur du drap bien sec, et qu'on l'approche de corps légers, tels

que des petits morceaux de papier, ils sont attirés et s'attachent à sa surface. Cette propriété de l'ambre paraît avoir été connue aux anciens, car le mot électricité dérive du grec *electron*, ambre. Si on frotte un tube de verre d'un morceau de flanelle sèche, on trouvera qu'il attire les corps légers ainsi que l'ambre ; il en sera de même d'un verre de montre. Le corps qui produit ces apparences est dit être excité; mais tous les corps ne sont pas susceptibles de l'être et d'offrir les propriétés électriques. De là la division en corps électriques et non électriques. Le verre, la résine, le soufre, la laine, les cheveux et d'autres corps sont électriques ; les substances métalliques et les liquides ne le sont pas; mais si une tige métallique est suspendue par des fils de soie, ou supportée par des colonnes de verre, et si on la met en contact avec un tube excité, alors cette tige attirera des corps légers : l'effet n'aurait pas lieu si la tige était supportée par des colonnes métalliques, car dans ce cas, le pouvoir électrique, en le supposant un fluide d'une nature très-subtile, se dégagerait aussitôt qu'il serait transmis du corps excité. Cette diversité des propriétés électriques des corps est l'origine d'une autre division en conducteurs et non-conducteurs. Les substances métalliques ou liquides sont des conductrices de l'électricité, mais les substances vitrées ou résineuses sont non-conductrices, parce, que dans les unes l'électricité peut-être accumulée, et que dans les autres elle se dégage avec beaucoup de facilité.

On a proposé deux théories pour expliquer les effets singuliers de l'électricité; et dans toutes deux, on attribue, leur origine, à un fluide particulier d'une nature très-subtile. Suivant la théorie du docteur Franklin tous les corps contiennent une certaine quantité de matière électrique, et lorsqu'ils sont excités, ils en reçoivent une proportion plus grande que celle qui leur est naturelle, ou bien ils se trouvent privés d'une certaine quantité. Les corps qui en ont plus que leur quantité naturelle, sont dans l'état d'électricité positive, ou

en plus; ceux qui en ont moins, sont dans l'état d'électricité négative. Quand on approche deux corps d'une électricité opposée, le corps électrisé *en plus* dégage sa quantité surabondante, et celui électrisé *en moins* reçoit la portion qui lui manque; tous deux alors cessent de montrer des apparences électriques, jusqu'à ce qu'ils soient excités de nouveau.

Dans la théorie proposée par Dufay, on suppose qu'il existe deux espèces d'électricité. Lorsque le verre est excité, il dégage une de ces espèces, qui prend le nom d'électricité vitrée, et lorsqu'on excite la résine, le papier, la soie ou quelque autre corps, ils dégagent l'autre espèce qu'on nomme électricité résineuse. Il faut donc observer que les termes de *vitrée*, *positive* et *en plus* sont analogues; et que ceux de *résineuse*, *négative* et *en moins* le sont également. On observe aussi qu'une des lois les plus générales de l'électricité est, que les corps qui ont la même espèce d'électricité se repoussent, tandis que ceux d'électricités différentes s'attirent.

Ce qui contribua le plus à faire observer et étudier les effets étonnans de l'électricité, fut l'invention de la machine électrique, où une plaque circulaire de verre, se mouvant avec rapidité et se trouvant en même temps frottée sur un coussin, produit l'électricité; tandis que la machine est isolée et supportée par des non-conducteurs, comme de verre, et que l'électricité accumulée est reçue sur un conducteur métallique; et la découverte de la bouteille de Leyde, ainsi que la méthode d'en joindre plusieurs ensemble, pour faire ce qu'on nomme une batterie électrique, au moyen de laquelle on recueille de plus grandes quantités d'électricité. Possesseur de moyens si étendus, le philosophe put changer la constitution des corps, réduire les composés à leurs élémens, et engager ceux-ci dans de nouvelles combinaisons. Au moyen de l'électricité, on fond des substances métalliques, et on les réduit à l'état d'oxide; l'eau est décomposée, et ses élémens paraissent sous les formes gazeuses d'oxigène et d'hydrogène; ces gaz, assujettis au même pouvoir, repren-

nent la forme liquide de l'eau; enfin l'acide nitrique peut être décomposé et formé de nouveau de ses élémens, qui sont l'oxigène et l'azote.

2. *Du Galvanisme.*

Si on place une plaque de zinc sur la surface supérieure de la langue, et une plaque de cuivre sur l'inférieure, et que dans cette position, on fasse toucher leurs extrémités, on éprouvera un léger frissonnement et un goût métallique très-distinct. Cet effet fut observé par Galvani, vers l'année 1791, tandis qu'il faisait quelques expériences sur des grenouilles : cette modification de l'électricité reçut son nom. Lorsqu'on découvre les muscles et le nerf crural de la cuisse d'une grenouille, et que l'on place une tige de zinc sur le nerf et une autre de cuivre sur le muscle, aussitôt que les deux pièces métalliques sont mises en contact, la cuisse se trouve en état de convulsions. Galvani attribua cet effet à un fluide particulier, qu'il désigna sous le nom d'électricité animale. Ce fluide, étant conduit du nerf au muscle par des conducteurs métalliques, produit la convulsion. Par suite des expériences d'autres philosophes sur le même sujet, et particulièrement celles de Volta, il paraît que ces effets sont dus au pouvoir de l'électricité ordinaire, et que le zinc dégage l'électricité positive ou vitrée, tandis que le cuivre dégage l'électricité négative ou résineuse.

De la pile de Volta.—Ce philosophe, ayant remarqué que le galvanisme pouvait être excité indépendamment de substances animales, fit l'heureuse découverte d'en augmenter la force, en multipliant l'appareil nécessaire à son développement. Il profita de l'observation faite sur deux substances métalliques, comme de zinc et de cuivre, placées dans une même portion d'eau, et mises en contact au-dehors; et il fit la pile dont la construction est indiquée ici. On arrange dans le même ordre des plaques circulaires de zinc et de

cuivre de la grandeur d'un écu, comme on les employa d'abord, mais d'une dimension arbitraire; on interpose entre chaque paire de plaques un morceau de drap humecté d'une solution de sel ordinaire ou de sel ammoniaque, de sorte que l'arrangement soit le cuivre, le zinc et le morceau de drap, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on ait élevé 40 ou 50 paires entre deux tiges de verre ou de bois sec, le cuivre dessous et le zinc dessus; si on établit une communication entre les deux extrémités, on pourra observer des effets électriques. L'électricité dégagée par le zinc est vitrée ou positive, tandis que celle du cuivre est résineuse ou négative.

De l'auge galvanique. — M. Cruickshauks de Woolwich améliora la construction de l'auge; il souda les paires de plaques, et les cimenta dans une auge de bois, en ménageant un petit espace entre chaque paire, pour admettre le fluide interposé. On se débarrasse ainsi d'un grand nombre d'inconvéniens, et on obtient un appareil dont la force est beaucoup plus grande. Une amélioration plus importante encore se fit par la suite, en substituant une auge de porcelaine, divisée en cellules, dans chacune desquelles des plaques de cuivre et de zinc sont placées et mises en communication avec d'autres plaques de cuivre et de zinc dans les cellules opposées. Des auges de bois, enduites de ciment pour résister à l'action des acides qu'on emploie, et dont les divisions sont de verre, produisent les mêmes effets. Les avantages de ces dernières auges sont considérables, sur-tout dans la possibilité d'en ôter les plaques pour les nétoyer; de sorte qu'une surface métallique nouvelle peut être présentée à l'action chimique, du pouvoir de laquelle les effets électriques dépendent tant.

On emploie généralement l'acide nitrique étendu d'eau, dans la proportion d'une partie d'acide et de 16 d'eau; l'acide de la gravité spécifique, d'1.8. Si l'acide est plus fort, on ajoute une plus grande quantité d'eau. Dans quelques cas, où l'on desire produire une action très-forte sur la batterie on ajoute une certaine quantité d'acide sulfurique; et lors-

que l'action est diminuée, on peut la ranimer par l'addition de l'acide sulfurique.

Cette force peut être augmentée à volonté, en multipliant les plaques et les auges, et en agrandissant les surfaces des plaques. Les effets d'une batterie sur un animal dépendent du nombre de paires, sans avoir égard à l'étendue des surfaces; mais les effets chimiques sont plus liés avec l'étendue des surfaces qu'avec le nombre des plaques, et ils sont plus grands lorsqu'on les augmente tous les deux.

Les batteries galvaniques sont construites de plaques dont les dimensions sont de 1500 à 3500 millimètres carrés. L'énorme batterie construite par M. Children était de 20 doubles plaques de zinc et de cuivre, ayant chacune 1219 millimètres de long et 609 de large. La plus grande batterie connue fut construite dans le laboratoire de l'Institution royale de Londres, et consistait en 200 auges, composées chacune de dix doubles plaques arrangées dans des cellules de porcelaine, et dont chaque plaque était de 82.132 décimètres carrés. Le nombre des doubles plaques de cette batterie était de 2,000, et la surface totale de 3285.2699 mètres carrés. Le liquide employé dans cette immense batterie, était un composé de 60 parties d'eau, une partie d'acide nitrique et une d'acide sulfurique.

Lorsque la batterie galvanique agit, si on met la main mouillée d'eau en contact avec une extrémité, et que l'autre touche l'autre extrémité, on ressent une secousse dans les doigts et même dans les bras. Si le circuit est achevé par deux fils de fer terminant dans un baquet d'eau, l'eau se décompose; l'oxigène et l'hydrogène, ses élémens, étant rassemblés et mis en feu au moyen d'une étincelle de la batterie même, ou par un corps brûlant, ils s'unissent avec explosion et sont de nouveau convertis en eau. L'oxigène se dégage du zinc au pôle positif de la batterie, et l'hydrogène, du cuivre au pôle négatif. Mais si les fils qui terminent les extrémités de la batterie sont de fer ou de tout autre métal oxidable, l'hydrogène seul le développe, car l'oxigène s'unit avec ce métal et

forme un oxide sur l'autre fil. Au moyen d'une forte batterie, le charbon offre une combustion brillante; du fil d'acier et même de platine rougit et fond subitement; des feuilles minces de différents métaux éprouvent une déflagration subite. Les substances salines sont aussi décomposées, l'acide passant au pôle positif, et sa base au pôle négatif. Avec l'appareil de l'Institution royale décrit ci-dessus, M. Davy parvint à décomposer les alkalis et les terres, et fit l'heureuse découverte, par suite de ses belles expériences, que leur composition est due à une base métallique et à l'oxigène.

On observa, par ces expériences, que l'oxigène et les acides se développent au pôle positif, tandis que l'hydrogène, les alkalis, les terres et les métaux se séparent au pôle négatif. On en tira une conséquence générale, que les corps qui entrent en combinaisons chimiques, possèdent différens degrés d'électricité. Il suit de là, que l'oxigène et les acides qui ont une électricité résineuse, sont attirés par l'hydrogène, les alkalis, les terres et les métaux qui sont d'une électricité vitrée, et qu'ils forment avec eux des composés. Dans la décomposition de l'eau, l'oxigène ayant une électricité résineuse est attiré par le pôle vitré au positif, et l'hydrogène, dont l'électricité est vitrée, est attiré par le pôle négatif. Les acides qui sont négatifs, sont séparés à l'extrémité positive, tandis que les alkalis, les terres et les métaux sont séparés des acides à l'extrémité négative : il n'est pas moins curieux de voir dans ces décompositions et ces attractions, que les acides sont séparés dans les substances alkalines, et les alkalis dans les solutions acides, pour se déposer chacun au pôle vers lequel il est attiré.

CHAPITRE III.

DU GAZ OXIGÈNE.

Le mot oxigène est composé de deux mots grecs qui signifient *j'engendre acide*. Suivant la nouvelle nomenclature adoptée par les chimistes français, la base de l'oxigène est considérée comme principe acidifiant, c'est-à-dire, que la base de l'oxigène entrant en combinaison avec diverses substances, forme un acide, comme l'acide sulfurique avec le soufre, l'acide carbonique avec le carbone. Le gaz oxigène est un des élémens les plus importans de la chimie. Il fut découvert en 1774 par Priestley, et fut appelé, suivant la théorie de ce temps, air déphlogistiqué. Il reçut successivement les noms d'*air empiré*, *air vital*, *air respirable*.

Préparation. — On peut obtenir l'oxigène en exposant à une chaleur rouge *le plomb rouge* ou *l'oxide rouge de mercure*, et recueillant le gaz dans des vases pleins d'eau renversés dans la machine pneumatique. En exposant le nitre à une chaleur rouge, dans une cornue de grès ou de verre lutté, on obtient également le gaz oxigène, de même qu'en introduisant de l'oxide noir de manganèse réduit en poudre, dans une cornue de verre, y ajoutant son poids d'acide sulfurique, et chauffant modérément; mais on l'obtient encore plus facilement en introduisant ce même oxide dans une cornue de fer, et en exposant celle-ci à une chaleur rouge. On peut recueillir le gaz au-dessus de l'eau, en ajustant un tube de fer à la cornue.

De la nature du procédé. — L'oxide noir de manganèse est un composé de métal et d'oxigène. Lorsque ce composé est soumis à une haute température, la force de l'affinité entre

l'oxigène et le manganèse est détruite, et le calorique se combine avec l'oxigène; il se forme alors un nouveau composé, et l'oxigène apparaît sous la forme d'un fluide élastique. La nature du procédé est la même, lorsque le plomb rouge ou l'oxide rouge de mercure sont employés. Le manganèse se combine avec l'oxigène en deux proportions; mais l'acide sulfurique ne peut se combiner qu'avec l'oxide de manganèse dans sa moindre proportion, et l'autre portion d'oxigène est conséquemment séparée lorsqu'on ajoute une assez grande quantité de manganèse; comme dans sa nouvelle combinaison, l'acide devient solide, le calorique qui le retenait à l'état liquide, se combine avec l'oxigène séparé, et il en résulte du gaz oxigène. Cette expérience fournit un exemple de l'affinité double. Lorsqu'on obtient le gaz oxigène du nitre, l'acide nitrique a été décomposé, et son oxigène paraît dans un état séparé; mais il se développe en même tems d'autres fluides élastiques, de sorte que l'oxigène que l'on prépare par ce procédé, est moins pur que lorsqu'on l'obtient du manganèse ou de quelqu'autre substance.

Propriété. — Ce gaz ressemble à l'air atmosphérique et à d'autres fluides élastiques quand à ses propriétés mécaniques. Il est invisible, sans couleur et susceptible d'une expansion et d'une compression infinies; il n'a ni goût ni odeur; il est 740 fois plus léger que son volume d'eau, et 1638.648 centimètres cubes à la température de 15.56 centigr. lorsque le baromètre est à 0.760, pesant 1.202 centigrammes. Aucune quantité perceptible de ce gaz ne se combine avec l'eau. Brûlés dans l'oxigène, les corps combustibles se réduisent avec plus de rapidité et d'éclat que dans l'air ordinaire. Ce gaz, respiré dans une portion déterminée, prolonge la vie des animaux, et n'est pas moins nécessaire à la germination des grains.

Exp. I. — Qu'on remplisse de gaz oxigène une bouteille à large col, et qu'on y introduise une bougie allumée ou un morceau de bois enflammé, il brûlera avec beaucoup d'éclat jusqu'à ce que tout l'oxigène soit consumé; si on éteint la

bougie et qu'on la plonge de nouveau, tandis que la mèche présente quelques parties en ignition, elle se rallumera avec une petite explosion.

Exp. II. — Qu'on attache un morceau de charbon à un fil de cuivre, qu'on fasse rougir le bout du charbon, et qu'on l'introduise dans la bouteille remplie de gaz, le fil brûlera et projetera des étincelles brillantes.

Exp. III. — Que l'on fonde un peu de souffre dans un vase de cuivre, et que l'on continue la chaleur jusqu'à ce qu'il soit enflammé; si on l'introduit alors dans la bouteille à gaz, il se fera une combustion très-rapide, accompagnée d'une très-grande effusion de lumières blanches.

Exp. IV. — Que l'on mette un petit morceau de phosphore dans un pareil vase de cuivre, qu'on y mette le feu au moyen d'un fil de fer rouge, et qu'on l'introduise dans la bouteille à gaz, la combustion sera très-rapide, et la lumière trop forte pour que l'œil puisse la supporter.

Exp. V. — Qu'on roule du petit fil de fer sur une tige de verre, et l'ayant détaché, qu'on le suspende, dans sa forme spirale, à un bouchon, et qu'on attache à l'autre extrémité un morceau d'amadou auquel on mettra le feu au moment de le plonger dans la bouteille à gaz; le fil de fer brûlera avec éclat et projetera des étincelles jusqu'à ce que tout soit consumé, ou qu'il n'y ait plus de gaz. Dans cette expérience, il arrive souvent que les globules de fer qui sont lancés au fond du vase de verre, le brisent; mais on peut prévenir cet accident en mettant un peu de sable au fond du vase. Lorsque le fil est très-mince, les globules sont lancés latéralement, et produisent les mêmes effets sur les côtés du vase; la meilleure précaution à prendre contre cet accident, est d'employer du fil de fer plus gros.

Exp. VI. — Que l'on dispose une grande bouteille ayant une ouverture bouchée à l'émeri, posée dans la machine pneumatique, et qu'on la remplisse de gaz oxigène; et, ayant suspendu une petite coupe de cuivre à l'extrémité d'un fil de fer attaché au bouchon, qu'on y mette un peu de soufre, et

qu'on l'enflamme comme dans l'expérience précédente, ensuite qu'on l'introduise dans la bouteille; la combustion sera des plus vives jusqu'à ce que le soufre et l'oxigène soient consumés. Pendant l'expérience, l'eau s'élevera dans l'intérieur de la bouteille, et lorsque l'air sera refroidi, elle s'élevera encore davantage, ce qui démontre que le gaz retenu a disparu ou a pris une forme différente.

Ces expériences prouvent la propriété remarquable qu'a l'oxigène d'occasioner une combustion beaucoup plus brillante que l'air atmosphérique. Ceci provient de sa grande affinité pour les corps combustibles. La dernière expérience montre qu'il a changé de nature, et la même chose aurait paru dans les autres expériences, si elles avaient été conduites de même, excepté dans la combustion du charbon; car le produit obtenu, qui est de l'acide carbonique, est à-peu-près du même volume que le gaz oxigène qui a servi à le constituer. Le soufre et le phosphore, qui éprouvent une combustion dans l'oxigène, sont convertis en acides sous les formes liquides, et le fer passe à l'état d'oxide dans sa nouvelle combinaison.

Le gaz oxigène forme une des parties constituantes de l'air atmosphérique : la combustion et la respiration dépendent entièrement de la proportion de ce gaz.

CHAPITRE IV.

DU CHLORE.

La découverte de l'acide oximuriatique est détaillée dans les ouvrages de l'illustre Scheele, en 1774. Il l'appela acide muriatique déphlogistiqué, parce qu'il supposait que c'était de l'acide muriatique privé de son phlogistique. Dix ans après, cet acide fut particulièrement examiné par M. Bertholet, et suivant ses théories, il fut considéré comme de l'acide muria-

tique combiné avec de l'oxigène ; et de là, il fut nommé acide oximuriatique. Les chimistes français, MM. Gay-Lussac et Thénard, vers l'année 1809, émirent l'opinion que cet acide ne contient pas d'oxigène dans sa composition ; le même fait fut confirmé par M. Davy, et, en 1811, il conclut, d'après le résultat de nombreuses expériences, que c'était une substance simple, qu'il nomma *chlore* à cause de sa couleur verdâtre.

La nature et la constitution de l'acide oximuriatique sont encore des sujets de discussion ; mais quelque soit l'opinion que l'on adopte, la manière de l'obtenir doit nécessairement être la même.

Préparation. — On fait un mélange de trois parties de sel ordinaire, un d'oxide noir de manganèse en poudre fine, et deux d'acide sulfurique étendu de moitié de son poids d'eau ; on l'introduit dans une cornue, et on applique une légère chaleur ; le chlore se développe bientôt à l'état de gaz, et peut être recueilli dans des éprouvettes. On peut l'obtenir également par l'oxide noir de manganèse et l'acide muriatique liquide.

On comprendra facilement la nature de ce procédé, suivant les principes de la vieille doctrine, en se rappelant que l'acide muriatique est un composé d'une base inconnue avec l'oxigène, et que lorsqu'elle est séparée du sel ordinaire par l'affinité de l'acide sulfurique pour la soude, elle s'unit avec une autre portion d'oxigène provenant de l'oxide noir, et paraît sous la forme gazeuse. Par le deuxième procédé employé ci-dessus, l'acide muriatique se combine avec une partie de l'oxigène du manganèse, et se trouve dégagé à l'état de gaz.

Mais, considérant le chlore comme une substance simple, le procédé s'explique ainsi : l'acide muriatique est considéré comme un composé d'hydrogène et de sa base, et le chlore comme la substance acidifiable ; dans l'expérience ci-dessus, l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxigène du métal, et forme de l'eau, tandis que le chlore est mis en liberté.

Propriétés. — Le chlore possède les propriétés physiques

de l'air ordinaire; sa couleur est d'un jaune verdâtre et son odeur est extrêmement désagréable; il est impropre à la respiration: le poids d'un litre de chlore, à la température et à la pression moyennes, passe 3.2088 grammes. A la température de 16.67 centigr., l'eau absorbe deux fois son volume de ce gaz, et acquiert un goût astringent, une odeur malfaisante, et une couleur jaune verdâtre.

Le froid ou la chaleur ne décomposent pas ce gaz; mais sa solution aqueuse gèle à la température de —40°.

Le chlore se combine avec l'oxigène, et ce composé a des propriétés acides. Quand on introduit le phosphore dans ce gaz, il s'enflamme spontanément; le soufre fondu et sublimé dans le chlore n'y brûle pas, mais se convertit en un liquide rouge et volatil. Si on y introduit une bougie allumée, la flamme devient d'un rouge sombre, et rendra une fumée noire très-épaisse; les substances métalliques, dans un état très-divisé, y prennent feu, et brûlent spontanément à la température ordinaire de l'air.

Les composés du chlore et des substances métalliques sont appelés chlorates.

La propriété la plus importante du chlore est de détruire les couleurs végétales; cette propriété le rend d'un usage important dans le blanchîment : en abrégeant les procédés, il a donné un degré de certitude à cet art, dont il semblait peu susceptible avant cette heureuse application.

Des oxides. — Le chlore se combine avec l'oxigène en différentes proportions. Un de ces composés s'obtient en introduisant une quantité de chlorate de potasse dans une petite cornue; on y ajoute une quantité suffisante d'acide muriatique étendu de son volume d'eau, capable de couvrir le chlorate : au moyen d'une légère chaleur, le gaz se développe, et on peut le recueillir sur le mercure. Il fut découvert en 1811 par M. Davy: sa couleur est d'un vert jaunâtre très-foncé. Son odeur est analogue à celle du sucre brûlé; il est impropre à la respiration; il est absorbé par l'eau, qui en prend de huit à dix fois son volume, et devient d'une

couleur jaune orangée. Un litre d'oxide de chlore pèse 3.0066 grammes. Ses parties constituantes sont de 82 de chlore et de 18 d'oxigène.

Cet oxide fait explosion à une chaleur très-modérée; ses élémens se séparent avec beaucoup de violence et avec dégagement de lumière. Le phosphore y prend feu, et produit sa décomposition avec explosion; il détruit aussi les couleurs végétales, mais il communique une teinte rouge aux couleurs bleues avant de les détruire.

On obtient un autre oxide de chlore et où l'oxigène se trouve en plus grande quantité, en mêlant une très-petite quantité de chlorate de potasse (il ne faudrait pas excéder 40 à 50 grains) réduit en poudre, avec de l'acide sulfurique concentré, jusqu'à ce que le tout forme une masse solide. On l'introduit dans un tube de verre qu'on plonge dans de l'eau bouillante, avec le soin de le tenir constamment à la même température. On recueille le gaz, comme d'ordinaire, sur le mercure; il est plus foncé que celui qu'on obtient par l'acide hydrochlorique. L'eau en absorbe à-peu-près la même quantité, et prend une couleur jaune foncée. Ce gaz détruit les couleurs bleues végétales, sans les faire passer au rouge; il *détonne lorsqu'on* élève la température à celle de l'eau bouillante; le phosphore y produit une explosion suivie d'une combustion très-vive; enfin 100 parties de ce gaz sont formées de 53 de chlore et de 47 d'oxigène.

L'oxigène peut encore se combiner avec le chlore dans de plus grandes proportions, et les composés possèdent des propriétés acides.

CHAPITRE V.

DE L'IODE.

L'iode a été découvert en 1811 par M. Courtois, mais il ne fut annoncé à l'Institut de France qu'en 1813; il a été successivement étudié par les chimistes Anglais et Français.

Préparation. — On réduit une quantité de vareck en poudre, que l'on dissout dans de l'eau froide; on filtre et on évapore jusqu'à pellicule; on laisse cristalliser, et on en sépare tous les cristaux de sel commun. On évapore le liquide restant jusqu'à siccité, et étant mêlé avec moitié son poids d'acide sulfurique, on le fait bouillir pendant quelque temps; il se dégage de l'acide muriatique et de l'hydrogène sulfuré. Après avoir fait bouillir le liquide, on l'introduit dans une petite cornue, et on y ajoute une quantité d'oxide pulvérisé de manganèse pareille à celle de l'acide sulfurique employé; il se dégage, par l'application d'une légère chaleur, des vapeurs violettes qui se condensent sur les bords du récipient communiquant à la cornue, en forme de substance noirâtre : c'est l'iode.

Propriétés. — L'iode est sous forme d'écailles et quelquefois cristallisé : l'odeur en est désagréable, et le goût très-âcre. Il tache la peau en jaune, et détruit les couleurs végétales, mais moins bien que le chlore.

L'iode fond à la température de 100° à 150° centigr.; il forme des vapeurs qui sont d'une couleur violette très-foncée, de laquelle il tire son nom. L'eau en dissout une petite quantité, en acquiert une odeur particulière, et devient d'une couleur jaune orangée.

L'iode s'unit à l'oxigène, et ce composé, qui a des propriétés acides, est blanc, semi-transparent, solide et privé d'odeur; mais il a un goût très-âcre.

Si on fait passer un courant de chlore dans de l'iode, il y a combinaison; lorsque l'iode en est saturé, il se forme un acide volatil.

Il paraît, d'après l'histoire chimique de l'iode et du chlore, que ces deux substances ont des propriétés analogues et distinctes; cependant, malgré le grand nombre d'expériences qui ont été faites sur ce sujet, il en reste encore beaucoup à faire pour déterminer leur vrai caractère.

CHAPITRE VI.

DU GAZ AZOTE.

Le mot azote, base du gaz azote, est d'origine grecque; il exprime l'impossibilité de servir au maintient de la vie animale.

Préparation. — On l'obtient en traitant de la chair musculaire ou la partie fibreuse du sang, après l'avoir bien lavée, par de l'acide nitrique, en donnant une chaleur de 37.78 centigr. Si c'est dans un matras, on recueille le gaz qui s'échappe du tube, dans des récipiens sur la machine pneumatique. Si on expose du sulfure de potasse dans une cloche remplie d'air atmosphérique, ou bien une pâte de sulfure de fer, en peu de jours, l'air de la cloche aura diminué, et ce qui en reste est du gaz azote; le phosphore exposé à l'action d'une partie d'air atmosphérique en attire aussi l'oxigène et y laisse l'azote.

Propriétés. — Ce gaz possède les propriétés mécaniques de l'air; un litre d'azote, à la température et à la pression moyennes, pèse près de 1.259 grammes; il n'est pas capable de supporter la combustion, et n'est absorbé par l'eau qu'en très-petite quantité.

Exp. I. Si on introduit une bougie allumée dans une cloche remplie d'azote, elle s'éteindra au moment du contact.

Exp. II. — Que l'on prépare deux éprouvettes d'oxigène et d'azote; après avoir éteint la bougie dans l'azote, comme dans l'exp. I, si on l'introduit de suite dans le gaz oxigène, la bougie se rallumera avec une légère explosion; on peut même répéter plusieurs fois de suite cette expérience avec la même bougie.

On peut considérer le gaz azote comme un composé de sa base, l'azote, et du calorique, qui est la cause de son élasticité; il se combine avec l'oxigène, et produit plusieurs composés très-importans.

SECTION I.

DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE.

Cet air est un composé d'oxigène et d'azote; si on fait un mélange de 4 parties d'azote et d'une d'oxigène, le produit sera semblable à l'air atmosphérique pour ses diverses propriétés. Les proportions de ces deux gaz dans l'atmosphère sont de 79 de gaz azote et de 21 d'oxigène en volume; ou de 74 d'azote et de 26 d'oxigène en poids. Ces proportions sont uniformes et constantes dans toutes les parties du monde, dans les climats les plus chauds et les plus froids; et dans les endroits où il s'en consume une grande partie par la combustion et la respiration, et où on pourrait craindre que la pureté n'en soit diminuée. Cette uniformité dans les parties constituantes de l'atmosphère est une preuve décisive qu'il faut le considérer comme un composé chimique. Le poids d'un litre d'air atmosphérique est de 1.299 grammes; il est 816 plus léger que son volume d'eau à la température de 15.56 centigr. et lorsque le baromètre est à 0.76 centim.

Ce n'est qu'en raison de l'oxigène qu'il contient, que l'air favorise la combustion et la respiration.

Exp. — Si on introduit du phosphore enflammé sous une cloche remplie d'air, la combustion sera moins brillante que dans le gaz oxigène, et cessera entièrement, lorsque le

quart de l'air atmosphérique sera consumé; ce que l'on pourra estimer à la quantité d'eau qui sera montée dans la cloche.

SECTION II.

DU DEUTOXIDE D'AZOTE.

Préparation. — Si on met du nitrate d'ammoniaque dans une cornue et qu'on applique une chaleur de 171° à 265.55 centigr., le sel se fond, et il laisse dégager une grande quantité de fumée blanche qu'on reçoit dans des vases au-dessus de l'eau; après quelque temps de repos, le gaz devient transparent; il ressemble à l'air ordinaire, quant à des propriétés physiques. Un litre de ce gaz pèse près de 1.3495 grammes et ses parties constituantes sont 63 d'azote et 37 d'oxigènes.

La saveur de ce gaz est douce et l'odeur en est agréable; l'eau en absorbe plus de la moitié de son poids, et acquiert un goût agréable; mais le gaz s'en dégage, sans décomposition, par l'ébullition.

Quelques corps combustibles y brûlent avec autant d'éclat que dans le gaz oxigène, mais ils doivent être en ignition avant de les y introduire. Une bougie allumée présente d'abord une flamme blanche et brillante, qui diminue graduellement. La combustion du phosphore présente les mêmes effets que dans l'oxigène.

De ses effets sur la respiration. — Lorsqu'on respire ce gaz, ses effets sont à-peu-près analogues à ceux des liqueurs énivrantes sur le système nerveux; on éprouve des sensations de plaisir; un doux frémissement se fait sentir dans tout le corps; ce qui lui fit donner le nom de gaz du paradis. Cependant, quoiqu'on puisse le respirer pendant trois ou quatre minutes, il est incapable de servir au maintien de la vie.

SECTION III.

DU PROTOXIDE D'AZOTE OU GAZ NITREUX.

Préparation. — Si on introduit de la tournure de cuivre

dans une cornue et qu'on y ajoute de l'acide nitrique faible, il se produit une action très-vive et un dégagement considérable de gaz, que l'on peut recueillir; c'est le gaz nitreux. Dans cette expérience, l'acide nitrique, composé de gaz nitreux et d'oxigène, est en partie décomposé; une partie de l'oxigène se combine avec le métal, et forme un oxide; l'autre partie s'unit avec cet oxide, et forme un sel neutre, tandis que le gaz nitreux, se combinant avec le calorique qui est dégagé pendant ces changemens, se développe sous la forme d'un fluide élastique. Ce gaz fut connu du docteur Hales, mais les propriétés en furent examinées par le docteur Pristley.

Propriétés. — Le protoxide d'azote est élastique, sans couleur, sans goût et ne produit aucun changement sur les couleurs bleues végétales : un litre de protoxide d'azote pèse 1.9752 grammes; ses parties constituantes sont de 56 d'oxigène et de 44 d'azote; il n'est point propre à la respiration.

Quelques corps combustibles brûlent dans ce gaz; d'autres y sont éteints. Le phosphore y brûle presque aussi bien que dans le gaz oxigène, dans les mêmes circonstances; et le pyrophore de Hombert, qui s'enflamme à l'air, y devient rouge à l'instant et brûle vivement. Dans ces expériences, l'oxigène du gaz nitreux se combine avec le combustible, et l'azote s'en sépare; l'eau absorbe de 1/10 a 1/20 de son volume à la température ordinaire; mais lorsqu'elle est en ébullition, ou bien à l'état de glace, le gaz s'en sépare sans altération.

Exp. I. — Si on ajoute de l'air atmosphérique à diverses reprises, à une quantité de gaz nitreux contenu dans une cloche au-dessus de l'eau, il apparaît une couleur rouge au moment du contact; le volume est diminué, avec dégagement de chaleur.

Exp. II. — Si on substitue du gaz oxigène à l'air atmosphérique, une diminution de volume suivra chaque addition; et si on a soin de n'en pas introduire une trop grande quantité, on parviendra à faire monter l'eau jusqu'à remplir la cloche.

Dans ces expériences, le gaz nitreux se combine avec une autre partie d'oxigène, et se convertit en acide nitreux, qui laisse dégager de la chaleur par sa condensation en liquide.

Les composés de l'oxigène et du gaz azote prouvent les effets des combinaisons chimiques, par la différence des produits qu'on peut obtenir par leurs parties constituantes. 100 parties d'air sont composées de 26 en poids d'oxigène, et produisent avec l'azote un composé non seulement salutaire, mais absolument nécessaire à la vie animale; lorsqu'on en augmente la proportion à 37 parties, le composé qui forme l'oxide nitreux, peut être respiré pendant quelque tems sans produire d'effets nuisibles; mais quand on en augmente la proportion de 56 à 70 d'oxigène, comme dans le gaz nitreux et l'acide nitreux, le composé acquiert des propriétés si nuisibles, jusqu'à produire une suffocation instantanée.

SECTION IV.

DU GAZ AZOTE, AVEC LE CHLORE ET L'IODE.

Aucune combinaison directe ne s'opère entre le chlore et l'azote; mais si on expose une solution de nitrate ou de muriate d'ammoniaque à l'action de chlore, à la température de 21.11 centigr., le gaz est absorbé, et il se forme un liquide d'une consistance oléagineuse de la gravité spécifique de 1.6. Ce composé est susceptible d'explosion, et par l'action du phosphore, des huiles et d'autres combustibles, il est nécessaire de prendre certaines précautions pour se préserver de leur violence. Sa décomposition produit un volume d'azote et quatre volumes de chlore.

Si on verse une solution d'ammoniaque sur une petite quantité d'iode, il y a combinaison, et l'on peut obtenir deux produits: le premier est un acide; l'autre, une poudre brune qui fait explosion au toucher.

CHAPITRE VII.

DE L'HYDROGÈNE.

Son nom dérive du grec et indique qu'il est une des parties constituantes de l'eau. Ses propriétés combustibles sont mentionnées dans les écrits des anciens chimistes, et en 1766, Cavendish en examina particulièrement les propriétés.

Préparation. — Qu'on mette de la tournure de fer ou de zinc dans un matras de verre, et qu'on y ajoute de l'acide sulfurique affaibli par 5 à 6 fois son volume d'eau ; il se produira une action violente avec un dégagement considérable d'un fluide élastique que l'on peut recueillir sur l'eau; c'est le gaz hydrogène, autrefois appelé gaz inflammable.

Pendant cette expérience, il se produit diverses actions d'affinité chimique ; l'acide se combine avec le métal, et forme un sel neutre; mais comme il faut que le métal soit préalablement à l'état d'oxide, il absorbe l'oxigène de l'eau, tandis que l'hydrogène de celle-ci, se combinant avec le calorique, se sépare pendant ces changemens, et se dégage à l'état de fluide élastique.

Propriétés. — L'hydrogène possède les propriétés physiques de l'air ordinaire, mais il est le plus léger de tous les gaz, car un litre à la température et à la pression moyennes, ne pèse que 0.0951 grammes. Il éteint les corps en combustion, et il est par conséquent impropre à la respiration ; il n'a point de goût, mais son odeur est particulière et désagréable ; il n'est que faiblement absorbé par l'eau.

Exp. I. — Qu'on remplisse une éprouvette de gaz hydrogène, et qu'on applique une bougie allumée à l'entrée, le gaz prendra feu avec une légère explosion à l'endroit où il est en contact avec l'air atmosphérique, et il continuera

de brûler avec flamme et par couches jusqu'à ce qu'il soit entièrement consumé.

Exp. II. — Si on introduit subitement la même bougie, le gaz brûlera à la surface, mais s'éteindra à l'intérieur, ce qui prouve qu'il est incapable de supporter la combustion. On obtient le même résultat, en renversant un vase rempli de ce gaz, au-dessus d'une bougie.

Exp. III. — Si on remplit deux éprouvettes de ce gaz, qu'on renverse l'une des deux, on trouvera par la bougie, que tout le gaz sera échappé de la première, mais non de celle renversée, en raison de sa légèreté spécifique. C'est cette légèreté qui le rend d'un usage ordinaire dans les expériences aërostatique. De la manière dont on se le procure ordinairement, il est à-peu-près 7 à 8 fois plus léger que son volume d'air; mais lorsqu'il est pur, sa légèreté dépasse 12 à 13 fois ce volume.

SECTION I.

DE L'EAU.

L'opinion des philosophes a été très-variée, lors de la régénération de la chimie, sur la nature du produit de l'oxigène et de l'hydrogène par la combustion. Les expériences de Cavendish, en 1781, portent à conclure que l'eau est le résultat de la combustion; ce qui fut confirmé par Lavoisier et ses compatriotes, qui firent ces expériences en grand. Cette heureuse découverte peut être considérée comme la plus importante de la chimie moderne.

Les proportions des deux élémens constitutifs de l'eau, sont 2 parties d'hydrogène et 15 d'oxigène en poids, ou 2 d'hydrogène et 1 d'oxigène en volume: ces proportions ont été confirmées par l'expérience.

Exp. I. — Si on introduit dans une fiole, deux mesures d'hydrogène et une d'oxigène, et qu'on y mette le feu, il y aura explosion; et si l'expérience est faite sur le mercure, il y a formation d'eau. Pour éviter le danger de l'explo-

sion, il faut envelopper la fiole d'un linge et la tenir des deux mains.

Exp. II. — Si on fait substituer de l'air atmosphérique à l'oxigène, celui-ci disparaît, et le gaz azote reste.

Exp. III. — Si on fait passer de la vapeur d'eau dans un tube rouge de porcelaine, rempli de tournure de fer, elle sera décomposée; l'oxigène se combine avec le métal, et l'hydrogène se dégage.

Exp. IV. — On effectue également cette décomposition par le galvanisme. Si on achève le circuit des fils d'une batterie galvanique par le moyen d'un tube rempli d'eau, celle-ci se décompose; l'oxigène passe au pâle positif, et l'hydrogène au pâle négatif; si on employe des fils de platine, les deux gaz peuvent être recueillis séparément dans des tubes. Si on les recueille dans le même tube, et qu'on en effectue l'explosion, en mettant les fils en contact, les deux gaz reprendront la forme liquide. Cette expérience montre à la fois la composition et la décomposition de l'eau.

Exp. V. — Si on fait passer un petit courant de gaz hydrogène dans un grand vase rempli d'air atmosphérique, et qu'on y mette le feu; bientôt une vapeur mouillera les parois intérieures du verre, si on a eu soin de garnir celui-ci de linges mouillés dans l'eau froide; on pourra même obtenir en une heure, une quantité d'eau assez grande : un litre d'eau au maximum de densité, c'est-à-dire à + 4 centigr.; pèse 1000 grammes.

L'eau existe en trois états différens : à l'état de glace, de liquide et de vapeur. Abaissée à la température de 0 centigr., elle devient solide; elle prend alors une forme cristalline, dont les cristaux se croissent sous des angles de 60° à 120°; l'eau augmente de volume et produit une force considérable par son expansion. La gravité spécifique de la glace est par conséquent moindre que celle de l'eau; quand la température s'élève au-dessus de 0, le calorique se trouve absorbé, et la glace reprend la forme liquide.

L'eau possède la propriété singulière d'atteindre le maxi-

mum de sa densité à la température de 5.56 centigr., et non, comme on pourrait s'y attendre, lorsqu'elle approche davantage du point de congellation. Mais lorsque la température est élevée à 100°, le tout est converti en un fluide élastique invisible, connu sous le nom de vapeur. Ce changement remarquable est dû à l'absorption du calorique en telle quantité, qu'il aurait élevé l'eau à une température de 593.33 cengr., si il n'y avait point eu de changement. A l'état de vapeur, l'eau a augmenté de 1700 fois son volume, d'où on conclut que sa force expansive doit être prodigieuse; c'est la raison qui l'a fait appliquer aux machines dites à vapeurs.

SECTION II.

DES COMPOSÉS DE L'HYDROGÈNE AVEC LE CHLORE, L'IODE ET L'AZOTE.

1. *De l'acide hydrochlorique.*— L'hydrogène entrant en combinaison avec le chlore, forme cet acide. Si on remplit un vase de verre de chlore sec et un autre de gaz hydrogène, et qu'ils soient en communication, la couleur du chlore disparaîtra et il se formera un nouveau produit, qui est l'acide hydrochlorique, par la simple exposition de l'appareil à la lumière. Si on expose dans un tube de verre, des volumes égaux d'hydrogène et de chlore aux rayons solaires, l'explosion et le produit seront les mêmes.

2. *De l'acide hydriodique.* — Le composé d'hydrogène et d'iode possède des propriétés acides: 4 parties d'iode et 1 de phosphore, mouillées avec de l'eau et chauffées dans une cornue, produisent un gaz qu'il faut recueillir sur le mercure; il est sans couleur, et a l'odeur de l'acide muriatique. Dans cette expérience, l'eau est décomposée; l'oxigène se combine avec le phosphore; et l'hydrogène, s'unissant avec l'iode, forme l'acide hydriodique.

3. *De l'ammoniaque.* — Aucun changement n'a lieu lorsqu'on unit l'hydrogène et l'azote; on ne connaît aucun pro-

cédé qui puisse occasioner une combinaison directe de ces deux gaz : mais, lorsqu'on les amène en contact, au moment de leur séparation des corps auxquels ils étaient combinés, ou, comme on dit, à l'état de gaz naissant, ils s'unissent et forment l'ammoniaque; il sera parlé des propriétés de ces substances à l'article des alkalis et des acides.

CHAPITRE VIII.

DU CARBONE.

Les conjectures de Newton ont été entièrement vérifiées par des expériences répétées. Le diamant est reconnu pour être une substance combustible, et c'est à cette matière combustible qu'on a donné le nom de carbone; on le suppose dans son état cristalisé et le plus pur de la nature entière. Quelques expériences, cependant, semblent faire supposer qu'il contient une partie d'oxigène; et, suivant d'autres, la force réfractive serait augmentée par une partie d'hydrogène qui entre dans sa composition.

Le diamant est la substance la plus dure et la plus indestructible de la nature; il est remarquable par ses feux; il a la propriété d'absorber la lumière, car lorsqu'on l'expose aux rayons solaires, et qu'on le porte dans l'obscurité, il est lumineux; il est non conducteur d'électricité, car il devient sensiblement électrique par la friction.

Sa propriété combustible a été démontrée par de nombreuses expériences, et le produit de cette combustion étant examiné, la quantité de gaz acide carbonique, composé de carbone et d'oxigène, est exactement égale à la proportion du gaz oxigène du diamant consumé. Ces expériences furent faites en exposant une partie de diamant dans du gaz oxigène à l'action d'un verre ardent. On observe ainsi une analogie frappante entre le diamant et le charbon, dont on obtient

un produit de la même nature par la combustion; mais l'un est un composé, et l'autre est une substance simple; le charbon est composé de carbone et d'oxigène, plus une substance noire, poreuse et légère qui brûle par une chaleur ordinaire, tandis que le diamant est brillant, extrêmement dur, et requiert pour sa combustion une température de près de 2815.55 centigrades.

Il fut prouvé, d'après les expériences de Guiton Morveau, que 100 parties d'acide carbonique sont composées de 17.88 de carbone, et de 82.12 d'oxigène; et suivant les expériences de Lavoisier, 28 parties de charbon ne requièrent que 72 parties d'oxigène pour former 100 parties d'acide carbonique. Il paraît, d'après ces expériences, que l'on peut obtenir de l'acide carbonique par la combustion de diamant et de charbon. Mais comme le dernier n'exige qu'une moindre proportion d'oxigène pour produire 100 parties d'acide carbonique, il doit contenir la différence de la quantité d'oxigène qui existe entre la quantité avec laquelle il se combine et la quantité nécessaire pour convertir le diamant en acide. Ainsi, le charbon ne requérant que 72 parties d'oxigène, et le diamant 82.12, la différence 20.12 doit avoir été préalablement combinée avec le charbon avant la combustion. Suivant cette théorie, les 28 parties de charbon sont composées de 17.88 de carbonne, et de 10.12 d'oxigène. On doit remarquer que d'après d'autres expériences, il n'entrerait que 24 parties de charbon sur 100 d'acide carbonique.

SECTION I.

DU CHARBON.

D'après les expériences ci-dessus mentionnées, on doit considérer le charbon comme un composé de carbone et d'oxigène, et comme ce composé ne possède aucune propriété acide, on le désigne par le nom d'oxide.

Préparation. — On prépare le charbon par une espèce de

combustion étouffée, ou en l'exposant à une haute température, et en excluant l'air autant que possible. Pour les expériences, on introduit de petits morceaux de bois dans un creuset qu'on remplit ensuite de sable, et qu'on expose à la plus grande chaleur d'un fourneau à tuyaux. Si on veut que le charbon soit en poudre, on peut le purifier avec un peu d'acide hydrochlorique faible, et le laver à grande eau.

Propriétés. — Le charbon ainsi préparé est solide, noir et brillant, sans goût ni odeur; mauvais conducteur du calorique, mais bon conducteur de l'électricité; il est insoluble dans l'eau, mais il absorbe l'humidité et l'air. Il résiste à la putréfaction des matières animales, enlève l'odeur à la viande légèrement attaquée et à l'eau putride. Il est employé comme odontalgique, et paraît être indestructible, car des pieux charbonnés à l'extérieur sont restés pendant quelque milliers d'années dans la plus parfaite préservation; il paraît que cet usage était connu des anciens.

Exp. I. — Si on fait rougir un charbon, qu'on le plonge en cet état dans du mercure, et qu'on l'introduise dans une cloche pleine d'air, on observera immédiatement une diminution dans le volume d'air de la cloche, en raison de son absorption par le charbon; mais si on introduit une petite quantité d'eau, le charbon absorbe le liquide, dégage l'air qu'il contient, et le mercure s'en trouve comprimé.

Exp. II. — Si on introduit du charbon pur et rouge dans une cloche contenant du gaz oxigène, il brûlera rapidement, et projetera des étincelles brillantes, mais avec peu de flamme; si le gaz est en assez grande quantité, le charbon disparaît, et l'oxigène est totalement changé en ses propriétés, car il s'est formé de l'acide carbonique composé de charbon et d'oxigène. Le volume du gaz employé d'abord n'est pas matériellement changé, mais la combinaison du carbone lui donne un plus grand degré de densité.

SECTION II.

DE L'OXIDE DE CARBONE ET DU GAZ PHOSGÈNE.

1° *Du gaz oxide de carbone.* — Le carbone et l'oxigène s'unissent en différentes proportions. Un de ces deux composés, particulièrement examiné par M. Cruickshauks, fut nommé gaz oxide de carbone, ou gaz oxide carbonique; il contient moins d'oxigène que l'acide carbonique.

Préparation. — Si on fait passer du gaz acide carbonique dans un tube de porcelaine contenant du charbon rouge, l'acide est décomposé; une partie de l'oxigène se combine avec le charbon et forme du gaze oxide de carbone. On peut l'obtenir également en soumettant à une forte chaleur une partie de charbon pur et trois parties de chaux, ou de tout autre carbonate, et on peut le purifier de la portion d'acide carbonique avec laquelle il se trouve uni, en le lavant avec de l'eau de chaux.

Propriétés. — Cet oxide possède les propriétés physiques de l'air. Un litre pèse 1.2431 grammes; l'eau en absorbe à peu près un dixième de son volume; il n'est point propre à la respiration, mais il est combustible et brûle avec une flamme bleue en y appliquant un corps enflammé. Il n'est ni enflammé ni diminué par une étincelle électrique; mais, si on le passe dans un tube rouge rempli d'air ordinaire, il se produit de petites détonations, et le résidu de cette combustion est de l'acide carbonique et de l'azote; de sorte que l'oxigène de l'atmosphère s'est uni avec l'oxide de carbone, et a formé de l'acide carbonique, tandis que le gaz azote est mis à nud.

Exp. — Que l'on mêle deux mesures de gaz oxide de carbone avec une mesure de gaz oxigène, et qu'on fasse passer une étincelle électrique dans le mélange, le produit de la combustion sera de deux mesures d'acide carbonique pur.

On suppose qu'on peut attribuer au dégagement de ce gaz du charbon ordinaire la mort subite que subissent les personnes qui y sont exposées dans des lieux bien fermés.

2. *Du gaz phosgène.* — L'oxide de carbone se combine avec le chlore. Si on introduit deux volumes égaux de ces gaz secs dans un vase de verre privé d'air, et exposé pendant un quart d'heure aux rayons solaires, le volume est réduit de moitié, et il reste un gaz sans couleur qu'on nomme phosgène, parce qu'il se produit par l'action de la lumière. Ce gaz a une forte odeur, semblable au mélange de chlore et d'ammoniaque; il est suffoquant, attaque les yeux, possède des propriétés acides, et se décompose par l'eau, qui le convertit en acides hydrochlorique et carbonique.

SECTION III.

DU GAZ HYDROGÈNE CARBURÉ.

Le carbone se combine avec l'hydrogène, et forme deux composés distincts, dont l'un est le gaz hydrogène carburé, et l'autre le gaz hydrogène sur-carburé ou gaz oléfiant.

1. *Du gaz hydrogène carburé.* — Si on expose de l'acétate de potasse à une chaleur rouge, l'acide végétal, consistant en carbone, hydrogène et oxigène, est décomposé; le carbone et une partie de l'hydrogène s'unissent pour former le gaz hydrogène carburé, que l'on peut recueillir sur l'eau. On peut obtenir le même gaz en distillant le charbon de terre; c'est par ce dernier procédé qu'on obtient l'air inflammable qui sert à l'éclairage. Pour le rendre pur, on doit le laver dans de l'eau de chaux, afin d'en séparer l'acide carbonique qui s'y trouve mêlé.

Dans la décomposition des matières végétales, il y a aussi un grand développement du même gaz, et il s'en trouve, par conséquent, des quantités abondantes de dégagées dans toutes les eaux stagnantes pendant les chaleurs.

Propriétés. — Ce gaz n'a aucun goût, mais l'odeur en est très-désagréable. Un litre pèse 0.721 grammes; l'eau en absorbe à peu près un trentième de son volume, et il brûle avec une flamme jaune claire.

Exp. — Si on enflamme une mesure de ce gaz et deux d'oxigène sur le mercure, par une étincelle électrique, la totalité sera convertie en acide carbonique et en eau. On obtient une mesure de gaz acide carbonique.

Dans cette expérience, une partie de l'oxigène se combine avec l'hydrogène du gaz hydrogène carburé, et forme de l'eau; l'autre partie s'unit au carbone, et forme de l'acide carbonique.

2. *Du gaz hydrogène sur-carburé.* — Si on fait un mélange de 4 parties d'acide sulfurique et d'une partie d'alcool, et qu'on le chauffe dans une cornue, on obtient un gaz qui a reçu son nom, en raison de la grande quantité de carbone qui entre dans sa composition; on le recueille sur l'eau, et on le lave pour le purifier.

Propriétés. — Ce gaz a une odeur très-désagréable; il est 13 fois plus pesant que l'hydrogène; un litre pèse près de 1.271 grammes, et l'eau en absorbe à peu près le huitième de son volume. Il brûle avec beaucoup d'éclat et avec une belle flamme blanche; il est comme le précédent, incapable de servir à la respiration.

Lorsqu'on mêle ce gaz avec le chlore, son volume est diminué, et si le mélange se fait à parties égales, la totalité est condensée en un fluide particulier qui a l'apparence d'une huile; de là vient le nom de gaz oléfiant que les chimistes Hollandais lui donnèrent en 1794.

Le gaz hydrogène carburé fut autrefois connu sous les noms d'air inflammable léger et d'air inflammable pesant, suivant la différence qui existait dans sa gravité spécifique; différence qui résultait des substances employées à l'obtenir, et du procédé que l'on suivait. Mais les expériences des chimistes modernes ont démontré que cette différence est due aux mélanges du gaz oléfiant, de l'oxide de carbone et du gaz hydrogène avec le gaz hydrogène carburé.

CHAPITRE IX.

DU BORE ET DU FLUOR.

1. *Du bore.* — Si on fait fondre une quantité d'acide Boracique réduit en poudre, et qu'on la mêle avec du patassium, base métallique de la potasse; et si on introduit le mélange à proportions égales dans un tube de fer, qu'on chauffe graduellement jusqu'à ce qu'il devienne légèrement rouge, l'acide se trouve décomposé; lorsque le tube est froid, on enlève la matière avec de l'eau; on neutralise la potasse qui s'est formée avec de l'acide hydrochlorique; on passe la solution, et le bore reste sur le filtre. On peut obtenir la même substance, en soumettant l'acide boracique légèrement mouillé à l'action de la batterie galvanique; la base de l'acide se sépare au fil négatif, tandis que l'oxigène passe par le fil positif.

Propriétés. — Le bore est une poudre opaque de couleur olive, infusible et non volatil à une haute température. Lorsqu'on le chauffe fortement avec le contact de l'air, il subit la combustion, et forme de l'acide boracique sec; si après l'avoir fortement chauffé, on l'introduit dans du gaz oxigène, il s'en dégage des étincelles brillantes, et il se couvre d'une enveloppe d'acide boracique. Il brûle dans le chlore avec une flamme blanche, et il se forme une substance sur les bords intérieurs du vase que l'on suppose être un chlorate de Bore ou de Barium.

2. *Du fluor.* — On pense que c'est la base de l'acide fluorique, une des parties constituantes du fluate de chaux; on n'a pu encore l'obtenir séparé; mais il y a tout lieu de croire à son existence, par ses propriétés analogues et sa manière de se comporter avec les autres corps.

CHAPITRE X.

DU PHOSPHORE.

Cette substance singulière fut découverte par Brandt d'Hambourg, en 1669, pendant ses recherches sur la pierre philosophale. Kunkel et d'autres chimistes, ayant vu le nouveau produit, et ayant acquis quelques notions sur l'art de le faire, réussirent dans leurs expériences. Boyle, que l'on considère comme ayant également découvert le phosphore, en communiqua le secret à l'académie royale de Londres en 1680, et en montra le procédé à Godfrey Haukwitz, apothicaire de Londres, qui en fournit seul à toute l'Europe pendant plusieurs années; de là vient le nom de phosphore Anglais. En 1774, Schule et Gahn firent l'importante découverte que le phosphore est contenu dans les os; découverte qui facilita les procédés de sa fabrication.

Préparation. — Ayant réduit une quantité d'os calcinés à blanc en poudre, on en met 100 parties dans un vase de porcelaine; on y ajoute quatre fois son poids d'eau et 40 parties d'acide sulfurique par parties, en faisant bien le mélange; après chaque addition d'acide, il se produit une vive effervescence avec dégagement de beaucoup de gaz. On abandonne le mélange pendant un jour ou deux, ayant soin de le remuer de tems à autre.

On peut facilement comprendre ce qui se passe dans cette opération, si on pense que les os sont principalement composés de chaux, unie aux acides phosphorique et carbonique. L'acide sulfurique, ayant plus d'affinité pour la chaux que ces deux acides, les en sépare; l'acide carbonique se dégage, et l'acide phosphorique reste dans la liqueur, tandis que l'acide sulfurique et la chaux forment un composé insoluble qui se précipite.

On filtre le liquide dans un linge, et ayant lavé le sulfate de chaux insoluble, on ajoute à la solution, du nitrate de plomb jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on filtre de nouveau, et on lave bien le précipité qui s'est formé; on le fait sécher, et on le mêle avec un sixième de son poids de poussier de charbon; enfin on l'introduit dans une cornue de grès lutée, afin de mieux résister à la chaleur. On adopte une alonge de cuivre, que l'on fait plonger sous l'eau. Après que la chaleur est appliquée, il se développe une grande quantité de gaz qui s'enflamme au contact de l'air au-dessus de l'eau; enfin une substance, presque semblable à de la cire, se détache par gouttes, et se congèle sous l'eau; c'est le phosphore. On le purifie davantage en le passant dans une peau de chamois, tandis qu'il est fondu sous l'eau, et on le coule en bâtons par le moyen de tube de verre dans de l'eau à 45° centigr., que l'on transporte ensuite dans de l'eau froide où il se prend bientôt. Il faut le conserver dans des vaisseaux fermés, remplis d'eau pure, et dont on exclut la lumière.

Propriétés. — Le phospbore a presque la consistance de la cire; il est sémi-transparent, d'un goût âcre très-désagréable et d'une odeur malfaisante, semblable à l'ail. Sa gravité spécifique est de 1.77. Lorsque l'air en est exclu, il devient liquide à 37.22 centigr., et bout à 290°; à celle de 6.67, il laisse dégager une fumée blanche; enfin il est lumineux pendant la nuit; mais quand la température est élevée à 64.44, il prend feu, brûle avec une flamme brillante, et produit un immense quantité de vapeurs blanches très-denses.

Exp. I. — L'écriture faite avec du phosphore, et que l'on transporte à l'obscurité, paraîtra lumineuse, si la température n'est pas trop basse.

Exp. II. — Si l'on fait sécher un peu de phosphore dans du papier Joseph, et qu'on le frotte avec une allumette, la température s'élevera assez pour y mettre le feu.

Exp. III. — Si on enveloppe un peu de phosphore sec dans du coton, et qu'on l'introduise sous le récipient de la ma-

chine pneumatique, lorsque le vide sera fait à un certain degré, le phosphore prendra feu.

Dans toutes les expériences que l'on fait avec le phosphore, il faut toujours prendre la précaution de ne jamais le toucher avec les doigts.

SECTION I.

DE L'OXIDE DE PHOSPHORE.

Exposé à la lumière, ou tenu dans de l'eau qui n'est pas entièrement dégagée d'air, le phosphore perd son brillant, devient blanc, et se couvre ensuite d'une substance brune. C'est le phosphore le moins oxidé, par l'absoption d'une petite quantité d'oxigène. Ce changement montre la nécessité où on est de le priver du contact de l'air et de la lumière; pour cet effet, on ne doit se servir que d'eau bouillie, et les vaisseaux qui le contiennent doivent être placés dans un endroit obscur. Il est aisé de purifier le phosphore de son oxide, en le fondant dans l'eau; à la température de 37.78°, l'oxide s'en sépare, et vient nager à la surface.

Des allumettes phosphoriques. — Qu'on introduise plusieurs petits morceaux de phosphore dans une fiole, que l'on vend pour cet usage, et qu'on l'expose dans de l'eau bouillante, le phosphore devient lumineux et s'élève en vapeurs blanches qui s'attachent aux côtés de la fiole; c'est un oxide de phosphore qui prend aisément feu à une chaleur modérée. On l'emploie à cet effet pour communiquer le feu au soufre des allumettes, ce qui se fait en le levant en partie et en l'exposant à l'air. Pour rendre le phosphore encore plus combustible, on peut y ajouter un peu d'huile ou de soufre.

Acides. — Lorsqu'on le fait brûler dans un vase rempli d'air ordinaire, il se fait une combustion vive, produisant beaucoup de vapeurs blanches; ces vapeurs, mêlées avec de l'eau, montrent des propriétés acides. C'est l'acide phosphoreux, où l'oxigène est en moindre quantité que dans l'acide phosphorique.

Mais si on introduit du phosphore enflammé dans du gaz oxigéné, la combustion est plus splendide, le dégagement des vapeurs blanches plus grand, et il se forme une substance concrète qui s'attache aux parois du vase; le produit de cette combustion est l'acide phosphorique, dont il sera parlé ci-après.

Quand on garde du phosphore pendant quelque tems dans du gaz azote, il s'en dissout une partie; et l'azote, étant saturé de phosphore, augmente d'un quarantième de son volume. Ce composé est appelé du gaz azotique phosphuré, qui devient lumineux quand on le mêle avec le gaz oxigène; mais la combustion est plus brillante lorsqu'on fait le mélange graduellement.

SECTION II.

DU CHLORURE ET DE L'IODURE DE PHOSPHORE.

Du chlorure de phosphore. — Le phosphore, introduit dans un vase dont on a fait le vide, et contenant du chlore, brûle avec une flamme pâle, en projetant des étincelles. Le produit de cette combustion est une substance blanche qui se condense sur les parois du vase. Si le chlore est dans la proportion de 28.3 décimètres cubes pour 65 milligrammes de phosphore, celui-ci disparaît entièrement, et se convertit en poudre blanche; près de 147 centimètres cubes de chlore sont absorbés, et il ne se produit aucun nouveau gaz. Cette poudre, composée de chlore et de phosphore, est très-blanche et volatile; elle prend la forme gazeuse au-dessous de la température de l'eau bouillante, et sous la pression ordinaire, elle fond et cristallise en prismes transparens; elle décompose l'eau avec violence, dont l'oxigène se combine avec le phosphore, et forme de l'acide phosphorique, tandis que l'hydrogène, s'unissant avec le chlore, forme de l'acide hydrochlorique. Quand on l'approche d'un corps enflammé, cette poudre brûle, et quand on la passe avec de

l'oxigène dans un tube rouge, il se forme de l'acide phosphorique par le dégagement du chlore.

Quand on fait passer des vapeurs de phosphore dans du sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure) chauffé dans un tube de porcelaine, il se forme un autre chlorure de phosphore; mais dont la proportion de chlore est moindre que dans le premier. Celui-ci est liquide et sans couleur, il se dissipe bientôt en fumées à l'air, et abandonne une partie de phosphore.

Iodure de phosphore. — Si on fait un mélange d'une partie de phosphore et à-peu-près dix d'iode, dans un tube de verre, ces substances s'unissent avec dégagement de beaucoup de chaleur; le produit est une substance brune, qui fond à la température de l'eau bouillante, et qui se volatilise à une plus grande chaleur. Mais quand on emploie une quantité double d'iode, on obtient un composé noir qui fond à une température plus basse. Toutes deux sont solubles dans l'eau, et forment de l'acide hydriodique, plus de l'acide phosphoreux.

SECTION III.

DU GAZ HYDROGÈNE PHOSPHURÉ.

Le phosphore se combine avec l'hydrogène lorsqu'on le tient quelque temps en contact avec celui-ci. Une partie du phosphore se dissout, et quand le gaz phosphorisé est mis en contact avec du gaz oxigène, une flamme bleue et brillante remplit le vase. On n'obtient pas le même effet avec l'air atmosphérique; ce gaz a une faible odeur d'ail.

Le gaz hydrogène phosphuré a été découvert par M. Geugembre, en 1783, en faisant bouillir du phosphore dans une solution de potasse pure, et recueillant le gaz au-dessus de l'eau. On peut le préparer aussi en fondant le phosphore par le moyen d'un verre ardent dans un vase rempli de gaz hydrogène, et au-dessus du mercure dans la cuve pneumatique. Mais on peut obtenir ce gaz plus facilement, en faisant un mélange de 31 grammes de chaux éteinte et de 19 centi-

grammes de phosphore; on en fait une pâte avec un peu d'eau; on en remplit une petite cornue, et on plonge le col de la cornue dans de l'eau; par l'application de la chaleur, le gaz se dégage, et lorsque les bulles parviennent à la surface de l'eau, elles s'enflamment. On peut aussi obtenir ce gaz, en introduisant du phosphure de chaux par parties dans une cornue remplie d'eau, à laquelle on a joint un peu d'acide hydrochlorique.

Dans tous ces procédés, il y a décomposition de l'eau; une partie du phosphore se combine avec l'oxigène pour former de l'acide phosphorique, qui s'unit avec la potasse ou la chaux; et l'autre partie du phosphore, s'étant unie avec l'hydrogène de l'eau, se dégage à l'état de gaz hydrogène phosphuré.

Propriétés. — Ce gaz a les propriétés physiques de l'air atmosphérique; il est sans couleur, et son odeur est celle de la viande en putréfaction; il a un goût amer, et le poids de 1.1302 grammes représente un volume d'un litre de ce gaz, à la température et la pression moyennes. Lorsqu'on le garde sur de l'eau pure, il n'y est pas décomposé.

Sa propriété la plus remarquable est de s'enflammer avec le contact de l'air. Lorsque le gaz passe lentement, les bulles sont d'une dimension plus grande, et lorsqu'elles arrivent à la surface, elles montrent une apparence de belles couronnes de vapeurs blanches, qui suivent les explosions, et qui s'élèvent avec ondulation dans l'atmosphère. Lorsqu'on le met en contact avec l'oxigène, la combustion est encore plus rapide et plus brillante. Pendant la combustion de ce gaz, il se forme de l'acide phosphorique et de l'eau. Le phosphore tenu, en solution par l'hydrogène, se combine avec l'oxigène, tandis que l'hydrogène s'unit avec une partie de l'oxigène de l'air.

SECTION IV.

DU PHOSPHURE DE CARBONE.

Le phosphore se combine avec le carbone, et forme le

phosphure de carbone. On dit qu'on l'obtient pendant la distillation du phosphore, et qu'il reste dans la peau de chamois qui sert à le purifier. Ce composé est rougeâtre, et ne fond pas comme le phosphore; quand on le distille doucement, il se sépare une petite quantité de phosphore, et ce que l'on suppose être le phosphure de carbone, qui exige une très-forte chaleur pour en opérer la décomposition, reste dans la cornue, sous la forme d'une poudre floconneuse et d'une très-belle couleur rouge orangée. Ce phosphure, étant assujetti à une chaleur rouge, le phosphore en est chassé, et le charbon reste; enfin, lorsqu'on le place sur une lame métallique chauffée, il brûle rapidement à l'air. Quelques chimistes pensent que le phosphore n'est que mêlé avec le charbon, ou en combinaison triple avec l'oxigène et l'hydrogène.

CHAPITRE XI.

DU SOUFRE.

Le soufre est une substance simple, combustible, universellement répandue dans la nature, mais qui se trouve communément en combinaison avec des matières minérales, végétales ou animales. Il se trouve dans des eaux minérales, et sur-tout dans les pays volcaniques, où on en fait un grand commerce.

Propriétés. — Le soufre purifié, est une substance dure, cassante, de couleur jaune, toujours opaque, et qui devient électrique par la friction. Sa gravité spécifique est double de celle de l'eau; il n'a point d'odeur et peu de goût. Il se volatilise par la fusion, et laisse échapper une odeur fétide; enfin il est insoluble dans l'eau.

Quand on tient un rouleau de soufre dans la main, il commence bientôt à craquer, et finit par se mettre en pièces.

Quand on l'expose à la chaleur dans des vases clos, il s'élève en poudre fine connue sous le nom de fleurs de soufre; chauffé avec le contact de l'air à la température de 300°, il s'épaissit et devient visqueux; si on le verse alors dans l'eau froide, il retient cette viscosité, et on s'en sert dans cet état pour prendre des empreintes de cachets et de médailles. Mais, lorsque la température est tenue à 100°, il reste transparent, prend une couleur rouge brunâtre; et si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en prismes aiguillés. On obtient les plus beaux cristaux, en versant une partie du soufre liquide aussitôt que la surface devient solide.

Quand on brûle le soufre à l'air, il produit une flamme d'un bleu pâle, et une grande quantité de vapeurs blanches suffocantes. Si on le chauffe dans du gaz oxigène sec, il brûle avec une flamme violette, et il se produit du gaz sulfureux; mais quand une plus grande proportion d'oxigène se combine avec le soufre, alors il se forme de l'acide sulfurique.

SECTION I.

DU CHLORURE ET DE L'IODURE DE SOUFRE.

1° *Du chlorure de soufre.* — On l'obtient facilement en chauffant du soufre dans une cornue remplie de chlore, ou en faisant passer un courant de chlore dans des fleurs de soufre. Ce composé fluide est rouge à la lumière réfléchie, mais paraît jaune verdâtre à la lumière transmise. Il fume à l'air libre, et se dissipe bientôt, abandonnant des cristaux de soufre; il a une forte odeur de *plantes marines*, et affecte les yeux comme les fumées de la tourbe. Sa gravité spécifique est de 1.7. Le papier de tournesol sec n'en est pas altéré, mais rougit lorsqu'il est mouillé. Lorsqu'on agite le chlorure de soufre dans de l'eau, celle-ci se charge d'un nuage dû à la séparation du soufre, et acquiert des propriétés acides, par une partie d'acide sulfurique, qui se forme lors de la décomposition de l'eau. 65 centigrammes

de soufre absorbent à-peu-près 492 centimètres cubes de chlore; le composé s'unit avec une plus grande quantité de chlore; mais, avec l'aide de la chaleur, il dissout plus de soufre, et devient jaune brun.

2. *Iodure de soufre.* — On le prépare en soumettant de l'iode et du soufre dans un tube de verre à une chaleur capable de faire fondre le soufre; il est gris foncé, d'une texture radiée, et quand on le distille avec de l'eau, l'iode s'en sépare.

SECTION II.

DU GAZ HYDROGÈNE SULFURÉ.

Le soufre se combine avec l'hydrogène et forme un composé gazeux; ce gaz peut être préparé en sublimant du soufre dans de l'hydrogène sec, ou en versant de l'acide sulfurique étendu sur un mélange de trois parties de tournure de fer et deux de soufre, que l'on a préalablement fait fondre dans un creuset; comme l'eau l'absorbe rapidement, on le recueille sur le mercure.

Propriétés. — Ce gaz connu autrefois par le nom de gaz hépatique, est incolore et possède les propriétés physiques de l'air; l'odeur en est très-fétide; il éteint les corps en combustion. Un litre pèse près de 1.5475 grammes; il brûle avec une flamme rouge bleuâtre, et dépose du soufre. L'eau en absorbe plus que son volume, et acquiert une odeur fétide, nauséabonde, dont le goût est tant soit peu douceâtre. Cette eau rougit les couleurs bleues végétales, et a des propriétés acides. Exposé à l'air, l'hydrogène se dégage, et le soufre se dépose; c'est la cause qui fait qu'on observe du soufre près des sources minérales. Ses parties constituantes sont 71 de soufre et 29 d'hydrogène.

SECTION III.

DU SULFURE DE CARBONE.

Le composé de soufre et de carbone est remarquable par

sa volatilité, et par conséquent par ses propriétés de produire le froid.

Préparation. — On remplit de charbon un tube de porcelaine incliné et passé dans un fourneau, on adapte à l'extrémité inférieure, un tube de verre qui plonge dans un vase d'eau; à l'autre extrémité, on adapte un autre tube, mais assez large pour pouvoir contenir des petits morceaux de soufre que l'on pousse dans le tube de porcelaine avec une tige de fer: on rougit ce tube en continuant d'y engager les morceaux de soufre; le soufre sublimé agit sur le charbon; et un liquide de couleur jaune passe au travers du tube; la chaleur étant continuée, ce liquide s'évapore, et se condense dans l'eau, en se rassemblant au fond. Pendant cette opération, le soufre ne doit pas être exposé soudainement à une trop forte chaleur, on l'introduit doucement, afin que la vapeur ne passe pas trop rapidement à travers du tube.

Propriétés. — Sa couleur est d'abord jaune, mais après la distillation à une température de près de 100°, il devient transparent et incolore; le goût en est âcre, l'odeur piquante et désagréable. Le sulfure de carbone est plus pesant que l'eau, mais il est à-peu-près insoluble dans ce liquide. Il s'évapore facilement à la température ordinaire, et entre en ébullition à près de 37.78 centigr.; il brûle avec facilité et avec une flamme bleue; mais quand on le mêle avec l'oxigène, et qu'on en approche un corps brûlant, il fait explosion. Si l'oxigène est en assez grande quantité, la totalité se convertit en acide carbonique. Les parties constituantes sont 85 de soufre et 15 de carbone.

Exp. I. — Si on place une quantité de ce liquide contenu dans de l'eau, sous le récipient d'une machine pneumatique, il passe dans l'eau sous la forme gazeuse; quand on restaure la pression de l'air, il reprend l'état liquide.

Exp II — Si on place une petite quantité de sulfure de carbone, avec un thermomètre, sous le même récipient, par une rapide absorption de l'air, le thermomètre baissera en peu de minutes à —50, ou —60 centigr.

Exp. III. — Si on enveloppe de charpie la boule d'un thermomètre, et après l'avoir plongée dans le sulfure de carbone, si on l'expose à un courant d'air, le mercure baissera de + 15.56 à 0 centigr.

SECTION IV.

DU SULFURE DE PHOSPHORE.

Le soufre et le phosphore s'unissent en différentes proportions; le composé devient toujours liquide à une température plus basse que celle des parties constituantes; lorsque les proportions sont égales, il reste liquide à la plus basse température de toutes.

Préparation. — On introduit le phosphore et le soufre dans un matras rempli d'eau pure; on applique avec précaution une légère chaleur, et lorsque le phosphore fond, la combinaison s'opère; si on élève la température, le danger d'une explosion est considérable, résultant de la décomposition de l'eau, dont l'hydrogène, se combinant avec le soufre et le phosphore, forme les gaz de sulfure et de phosphure hydrogénés.

Propriétés. — Le sulfure de phosphore est jaunâtre, ayant l'apparence cristalline. Il n'est pas seulement liquide, à une température plus basse qu'aucune de ses parties constituantes, mais il est aussi plus combustible; on en augmente la combustibilité en brûlant un peu le composé et en l'éteignant par l'exclusion de l'air. En cet état, il s'enflamme spontanément à l'air, ou en enlevant un atome avec une allumette. 8 parties de phosphore et 1 de soufre sont liquides à 35°; une partie de phosphore et 3 de soufre le sont à 37.22; mais parties égales restent liquides quand la température est réduite à 5° centigr.

CHAPITRE XII.

DES ACIDES.

Les acides sont non-seulement importans par les changemens qui se produisent dans la nature et le procédés des arts, mais aussi comme agens chimiques. C'est la raison qui veut qu'on soit instruit de bonne heure de leur nature et de leurs propriétés.

Les substances qui ont été traitées dans les chapitres précédens, se combinent en différentes proportions avec l'oxigène, à l'exception de l'hydrogène, qui ne se combine qu'en une seule proportion pour former de l'eau. La première proportion d'oxigène qui se combine avec d'autres substances, forme des composés qu'on nomme oxides, parce qu'ils sont privés de propriétés acides; mais quand une plus grande quantité d'oxigène se combine, les corps acquièrent de nouvelles propriétés qui les classent parmi les acides.

Caractères. — On distingue les acides par un goût particulier, qu'on connaît d'ordinaire sous le nom de *aigreur.* Ils rougissent les couleurs bleues végétales, et se combinent facilement avec l'eau. Les alkalis, les terres et les oxides métalliques forment avec eux des composés nommés *sels.*

Réactifs des acides. — On emploie les couleurs bleues végétales pour découvrir la présence des acides, et particulièrement l'infusion de choux rouge. On le prépare en divisant les parties les plus minces des feuilles, et en y versant de l'eau bouillante, qu'on abandonne pendant quelques heures: on peut l'obtenir encore en faisant bouillir le choux peu de tems. L'infusion de la violette ou de la mauve est faite de même. On se sert aussi d'autres fleurs bleues, dont une des meilleures est la colombine pourprée. Le papier non

collé, trempé dans ces couleurs, sert aussi de réactif. La teinture de tournesol est le meilleur réactif pour l'acide carbonique; une seule goutte d'un acide fort, change une grande quantité de ces infusions en un beau rouge.

De leurs noms. — La base d'un acide est la substance qui se combine avec l'oxigène et qui acquiert de nouvelles propriétés. Le soufre est la base de l'acide sulfurique, et le phosphore, celle de l'acide phosphorique. Mais comme l'oxigène se combine avec ces bases en différentes proportions, les produits en changent de caractère, et ont différens noms. Lorsque l'oxigène est combiné avec la base en *moins*, le nom se termine en *eux;* combiné avec cette même base en *plus*, le nom se termine alors en *ique;* ainsi les acides sulfureux et phosphoreux indiquent la première combinaison, et les acides sulfurique et phosphorique, la dernière. Lorsque les acides se combinent avec les alkalis, les terres ou les oxides métalliques, la terminaison du mot qui désigne le sel, suit celle de l'acide combiné. Le *sulfite* et le *phosphite* de soude indiquent la combinaison des acides sulfureux et phosphureux, tandis que *sulfate* et *phosphate* de soude indiquent celles des acides sulfurique et phosphorique. Les acides ont souvent été divisés en acides minéraux, végétaux et animaux, suivant les matières qui servaient à leur extraction; on a aussi souvent adopté la méthode de les diviser suivant qu'ils ont une ou deux bases. La plupart des acides végétaux comme on verra par la suite, ont une base double de carbone et d'hydrogène; mais sans adopter aucun arrangement qui n'est souvent que théorique, on trouvera dans ce chapitre, les caractères des acides les plus importans, et les méthodes pour se les procurer.

SECTION I.

DE L'ACIDE SULFURIQUE.

Cet acide, qui est un composé de soufre et du maximum

d'oxigène, paraît avoir été connu dans le quinzième siècle, mais n'a été décrit que vers le milieu du seizième. Il fut désigné d'abord par le nom d'*huile de vitriol*, parcequ'on l'obtenait des composés métalliques nommés *vitriols*, et particulièrement, comme aujourd'hui encore, du vitriol vert ou sulfate de fer : son apparence oleiforme contribue à lui donner le nom d'*huile*.

Préparation. — Si on introduit de la fleur de soufre enflammé dans un vase contenant de l'oxigène, il se développe à l'instant une quantité de fumées blanches, accompagnées d'une vive combustion; ces fumées étant recueillies par un peu d'eau, que l'on met au fond du vase, cette eau acquiert les propriétés d'un acide.

Dans les manufactures, on brûle dans des chambres de plomb, sept parties de soufre et une de nitre. Dans ce procédé, le soufre, se combinant avec une partie d'oxigène, se convertit en gaz acide sulfureux; du gaz nitreux, provenant de la décomposition du nitre, se développe aussi, et, se combinant avec l'oxigène, forme le gaz acide nitreux; les deux gaz s'unissent pour former un solide blanc cristallin, lequel, étant absorbé par l'eau au fond de la chambre, subit un autre changement. L'acide sulfureux enlève la partie d'oxigène de l'acide nitreux, et se convertit en acide sulfurique, tandis que le gaz nitreux, prenant la forme élastique, se dégage. On continue le procédé jusqu'à ce que l'eau au fond de la chambre ait acquis une grande force d'acidité. On la concentre ensuite dans des vases de platine.

Propriétés. — Lorsque l'acide fumant, tel qu'on le prépare en quelques endroits de l'Allemagne, est distillé dans des vases de verre, on en peut recueillir les fumées dans des récipiens entourés de glace; il prend alors la forme solide et ressemble à des filamens de soie qui possèdent quelque ténacité. Il fume fortement à l'air, et se dissipe graduellement en vapeurs, mais il reste à l'état solide jusqu'à ce qu'il ait acquis la température de 15.56 centigr.

Lorsqu'il est purifié, l'acide sulfurique est transparent, incolore, d'une consistance oléagineuse, sans odeur, mais ayant un goût extrêmement acide. Il rougit les couleurs bleues, et agit fortement sur les matières animales et végétales. Très-concentré, sa gravité spécifique est le double de celle de l'eau, mais elle dépasse rarement 1.84. Son point d'ébullition varie en raison de l'eau qu'il contient; lorsque sa gravité spécifique est de 1.850, il acquiert une température de 326.66; et quand il est réduit à 1.10, il bout à 103.33°. D'une gravité spécifique de 1.780, il gèle à — 42.77, et reste solide à 44.44. Il cristallise en prismes hexangulaires applatis se terminant en pyramides; mais il a la singulière propriété de geler plutôt à une certaine gravité spécifique, et s'il est plus ou moins concentré, il requiert une plus grande diminution de température. Cet acide a une forte attraction pour l'eau, et pendant la condensation des deux liquides, il se développe beaucoup de chaleur. Lorsque l'acide sulfurique solide est mis dans de l'eau, la combinaison et la condensation sont si rapides, qu'elles produisent un effet semblable à celui d'un fer rouge, par la formation et l'extrication subite de la vapeur de l'eau. Si on expose de l'acide sulfurique concentré à l'air, en peu de jours, il attirera cinq à six fois son poids d'eau. Si on fait un mélange d'une partie de glace et de 4 d'acide concentré, la glace se fond instantanément, et la température est élevée à celle de l'eau bouillante. Si, au lieu de glace, on substitue de l'eau, la température approchera de 148.88 centigr.

La composition de l'acide sulfurique, suivant Lavoisier, est de 71 de soufre et de 29 d'oxigène; mais, suivant M. Chenevix, les proportions seraient de 61.5 de soufre et de 38.5 d'oxigène.

L'hydrogène mis en contact avec l'acide sulfurique, ne produit aucune action à la température ordinaire; mais passé dans un tube rouge, l'acide est décomposé; il se forme de l'eau, et le soufre se précipite. Si l'hydrogène est en grande quantité, le soufre se redissout, et se dégage en hydrogène

sulfuré. Le charbon à 100° enlève une partie d'oxigène à l'acide sulfurique, le convertit en acide sulfureux, pendant qu'il se forme de l'acide carbonique en même tems. Le phosphore, à l'aide de la chaleur, décompose aussi l'acide sulfurique; les produits sont les acides phosphoriques et phosphoreux, et le soufre bouilli avec l'acide sulfurique le convertit en entier en acide sulfureux.

Les composés de l'acide sulfurique avec les alkalis, les terres et les oxides métalliques, sont connus sous le nom de *sulfates*.

Cet acide est employé en grand dans beaucoup de manufactures, de même qu'en médecine et dans les pharmacies; il en résulte que sa préparation a toujours été un objet de grande importance.

SECTION II.

DE L'ACIDE SULFUREUX.

L'acide sulfureux contient l'oxigène combiné au soufre dans son minimum; on l'appelait autrefois *esprit de soufre* ou *acide sulfureux volatil*, par rapport à ses propriétés particulières.

Préparation. — Les fumées du soufre brûlé à l'air produisent l'acide sulfureux; mais on le prépare plus convenablement en chauffant une partie de mercure et deux parties d'acide sulfurique concentré dans un matras; on recueille les gaz sur le mercure. Dans ce procédé, une partie de l'oxigène de l'acide sulfurique se combine avec le mercure, et l'acide sulfureux se sépare.

Propriétés. — A l'état de gaz, il a les propriétés physiques de l'air ordinaire, et une odeur piquante; il est incapable de servir à la respiration, ou de supporter la combustion; il rougit les couleurs bleues végétales, et les détruit ensuite. un litre de gaz pèse près de 2.8489 grammes.

Soumis à une forte chaleur dans un tube de porcelaine, il dépose du soufre; lorsqu'on abaisse la température à

— 35° le gaz devient liquide. Si on fait passer de l'acide sulfureux et du gaz oxigène dans un tube rouge, ils se convertissent en acide sulfurique, et lorsqu'on traite de même les gaz hydrogène et acide sulfureux, l'oxigène se combine avec l'hydrogène pour former de l'eau, tandis que le soufre se dépose. Si on expose à la même chaleur, du charbon et de l'acide sulfureux, il se forme de l'acide carbonique et un dépôt de soufre. Le gaz hydrogène phosphuré se décompose par l'acide sulfureux; l'hydrogène de l'un se combine avec l'oxigène de l'autre pour former de l'eau, tandis que le soufre et le phosphore sont déposés à l'état solide. Quand le gaz hydrogène sulfuré se trouve en contact avec le gaz acide sulfureux, il s'en suit une condensation instantané avec formation d'une partie d'eau; le soufre se dépose, et il y a un grand développement de chaleur. L'eau a une forte attraction pour ce gaz; la glace, mise en contact avec lui, se fond de suite; l'eau à une température de 4.44 paraît en absorber le tiers de son poids; cependant il est démontré que cette proportion n'est que d'un douzième à la température de 15.56. Cette eau se congèle à quelques degrés sous — 35.55 sans perdre de son acidité. L'acide sulfureux liquide a le goût, l'odeur, et les autres propriétés de l'acide gazeux et particulièrement celle de détruire les couleurs bleues végétales; exposé à l'air, il en absorbe l'oxigène et passe à l'état d'acide sulfurique.

L'acide sulfurique dégage de l'acide sulfureux en gaz, de l'eau et de ses autres combinaisons. L'acide sulfurique concentré absorbe le gaz acide sulfureux, prend une couleur brune, et acquiert une odeur piquante. Les premières fumées qui se séparent par l'action de la chaleur, cristallisent en prismes aiguillés. Cette substance fut autrefois connue sous le nom d'acide sulfurique glacial.

On emploie beaucoup l'acide sulfureux dans les arts, et particulièrement dans le blanchîment des étoffes de soie et de laine; il enlève les taches provenant des acides végétaux, et celles de rouille sur le linge. Suivant l'analyse de quel-

ques chimistes, les parties constituantes sont dans les proportions de 85 de soufre et de 15 d'oxigène; mais, suivant d'autres analyses, la proportion du soufre serait 68, et celle d'oxigène, 32. Les composés salins de l'acide sulfureux se nomment *sulfites*.

SECTION III.

DE L'ACIDE NITRIQUE.

Cet acide, dont les parties constituantes sont maintenant connues pour être de l'azote et de l'oxigène, fut connu des alchimistes avant le milieu du treizième siècle. La préparation en est décrite par Bazile Valentin, qui vivait dans le quinzième siècle. Il le distinguait par le nom d'eau de nitre, et fut successivement connu sous les noms d'esprit de nitre et d'eau forte. Cet acide existe en grande abondance dans la nature; ses parties constituantes se développent pendant la putréfaction des matières animales et végétales; mais il est toujours combiné avec une base.

Préparation.—Si on fait un mélange de trois parties de salpêtre (nitrate de potasse) et d'une d'acide sulfurique, qu'on l'introduise dans une cornue munie d'un récipient, et qu'on y applique une forte chaleur, il se dégage un gaz, qui, étant condensé dans le récipient, forme l'acide nitrique. On comprendra facilement ce procédé, en considérant que le salpêtre est un composé d'acide nitrique et de potasse, et que l'acide sulfurique, par rapport à sa plus grande affinité pour la potasse, se combine avec elle. L'acide nitrique libre se dégage par la chaleur, et se condense dans l'appareil refringérant. Pour le purifier, on le distille de nouveau, avec l'addition d'une certaine quantité de nitrate d'argent, afin d'en séparer l'acide hydrochlorique, et de nitrate de baryte, pour en séparer une portion d'acide sulfurique qui a passé pendant l'opération. L'acide reste encore avec une couleur rougeâtre due aux vapeurs nitreuses, que l'on sépare en appliquant une légère chaleur.

Propriétés. — L'acide nitrique purifié est transparent et sans couleur; ayant un goût très-acide, une odeur piquante très-corrosive et qui tache la peau en jaune. La gravité spécifique du plus fort acide est de 1.62, mais elle dépasse rarement 1.554. Il a une grande affinité pour l'eau, et ne s'en trouve jamais entièrement séparé; il n'attire que faiblement l'humidité de l'air, et quand on y ajoute de l'eau, il y a dégagement de chaleur en raison de la condensation du mélange. Quand on expose cet acide à la lumière, il est en partie décomposé; il se forme du gaz nitreux, qui, se mêlant avec l'acide, lui communique une couleur jaune orangée. Le point d'ébullition varie suivant la quantité d'eau qu'il contient; d'une pesanteur spécifique 1.42, il requiert une température de 120°; mais quand cette pesanteur spécifique est plus ou moins grande, l'ébullition a lieu à une température plus ou moins élevée. Quand on le fait passer dans un tube rouge, il se convertit en ses parties constituantes, l'oxigène et l'azote; quand on abaisse la température à 54.44, il cristallise en peu de tems, prend une couleur rouge foncée, et se congèle en une masse semblable au beurre, par l'agitation.

Passé dans un tube rouge avec du gaz hydrogène, l'acide nitrique se décompose; l'hydrogène et l'oxigène forment de l'eau, tandis que l'azote se dégage. Exposé avec du charbon à une haute température, il produit de l'acide carbonique et du gaz azote; le carbone s'unit avec l'oxigène, et l'azote se dégage. Une semblable décomposition a lieu avec le phosphore ou le soufre. A une haute température, chacun de ces corps s'unit avec l'oxigène de l'acide, et forme les acides phosphorique ou sulfurique, tandis que l'azote est mis en liberté.

Le mélange des acides nitrique et sulfurique produit de la chaleur, car l'acide sulfurique attire l'eau de l'acide nitrique, qui en devient plus concentré. Mais l'acide nitrique sépare l'acide sulfureux de l'eau et de ses autres combinaisons, abandonne son oxigène, et le convertit en acide sulfurique, pour passer lui-même à l'état d'acide nitreux.

Les parties constituantes de l'acide nitrique pur sont 74 d'oxigène et 26 d'azote. Les composés salins de l'acide nitrique sont appelés nitrates; c'est un des acides les plus importans. Les arts et la médecine l'emploient souvent, et c'est un des agens les plus puissans pour le chimiste. Les expériences suivantes démontrent la nature et la constitution de cet acide.

Exp. I. — Si on fait passer de l'air atmosphérique dans un vase rempli de gaz nitreux pur, qui est transparent et incolore, des fumées rougeâtres apparaissent à chaque addition de l'air, et il se produit une condensation, par suite de la conversion des gaz à l'état liquide, qui, se combinant avec l'eau au-dessus de laquelle on fait l'expérience, celle-ci monte graduellement dans la cloche. Le liquide, ainsi formé, est l'acide nitrique, et le gaz excédent, l'azote de l'atmosphère.

Exp. II. — Si on substitue du gaz oxigène à l'air atmosphérique, la condensation sera complète; la totalité sera convertie en acide nitrique, et l'eau montera jusqu'au sommet de la cloche.

Exp. III. — Si on fait passer une étincelle électrique dans un tube rempli d'air atmosphérique, celui-ci diminue de volume, et il se forme de l'acide nitrique; dans un mélange des gaz azote et oxigène, en certaines proportions, l'étincelle produit une conversion complète en acide nitrique.

Exp. IV. — Qu'on prenne un tube de verre d'un demi centimètre de diamètre, bouché à l'une des extrémités, d'un bouchon munis d'un conducteur métallique; après avoir rempli le tube de mercure, qu'on le renverse dans la cuve hydrargiro-pneumatique, et qu'on y introduise un mélange de 13 parties d'azote et de 87 d'oxigène, occupant un espace de huit centimètres dans le tube, et une solution de potasse remplissant un centimètre et demi de plus; si on fait passer des étincelles électriques jusqu'à ce que la diminution de volume cesse, on aura pour produit du nitrate de potasse, si les substances ont été employées dans les proportions nécessaires.

SECTION IV.

DE L'ACIDE NITREUX.

Suivant l'acception ordinaire, l'acide nitreux est un mélange d'acide nitrique et de gaz nitreux ; mais, suivant la nomenclature chimique actuelle, l'acide nitreux doit être à l'acide nitrique, comme l'acide sulfureux est à l'acide sulfurique, c'est-à-dire, un composé d'azote et d'oxigène, ayant des propriétés acides, mais dont la partie d'oxigène serait en plus petite quantité que ce qui en existe dans l'acide nitrique. C'est ce qu'on obtient dans un état séparé.

Préparation. — Si on distille une quantité de nitrate de plomb sec dans une cornue, on obtient un liquide de couleur orangée, que l'on peut considérer comme de l'acide nitreux pur.

Propriétés. — Le goût de ce liquide est fortement acide : il est très-volatil, et s'élève en fumées épaisses ; son point d'ébullition est à la température très-basse de 27.78 centigr., et sa pesanteur spécifique, 1.45. Il est inaltérable par la chaleur à l'état de vapeur ; mais, combiné avec de l'eau, il se produit une effervescence et un dégagement de gaz nitreux ; ce qui indique qu'il s'opère quelque changement dans sa composition, et qu'il est converti en ce qu'on appelle communément acide nitreux.

Les composés salins de l'acide nitreux se nomment *nitrites* ; mais ses sels sont rarement obtenus par combinaison directe. Si, par exemple, on expose du nitrate de potasse à une forte chaleur, il se dégage une grande quantité d'oxigène, qui doit nécessairement provenir de la décomposition de l'acide. Il reste encore un sel neutre, qui a des propriétés différentes de celle du nitrate de potasse. Ce sel est considéré comme un composé d'acide nitreux et de potasse, ou nitrite de potasse.

Comme l'acide nitrique se combine en différentes propor-

tions avec le gaz nitreux, il procure beaucoup de variétés d'acide nitreux ou d'eau forte du commerce; et, suivant la quantité de gaz nitreux absorbé, l'acide a différentes couleurs, comme le jaune, l'orange, l'olive et le vert. Ces couleurs varient aussi en raison de la proportion d'eau qui se combine avec l'acide.

SECTION V.

DE L'ACIDE HYDROCHLORIQUE.

Les parties constituantes de l'acide hydrochlorique n'ont été connues que par les dernières découvertes de M. H. Davy. Suivant son système, ce serait un composé d'hydrogène et de chlore, celui-ci agissant comme acide. On a déja dit quelque chose sur la nature de cette substance; néanmoins, les propriétés de l'acide muriatique (hydrochlorique) peuvent être examinées sans avoir égard à sa composition. Son nom est dérivé du mot latin *muria* qui signifie *sel marin*, ou sel commun, d'où l'on extrait cet acide ordinairement; on l'a aussi quelquefois distingué par les noms d'*acide marin* ou d'*esprit de sel*.

Préparation. — On peut obtenir l'acide muriatique en introduisant parties égales de sel ordinaire et d'acide sulfurique dans une cornue; on adapte à celle-ci un récipient au fond duquel on met de l'eau pour condenser les vapeurs qui y passent; c'est l'acide muriatique liquide. Mais, pour recueillir l'acide en vapeurs, on doit le recevoir dans des cloches au-dessus du mercure; il est d'abord en fumées blanches, mais il devient transparent par la suite.

Propriétés. — Cet acide possède les propriétés physiques de l'air ordinaire; l'odeur en est piquante et désagréable, le goût fortement acide; il rougit le tournesol et les couleurs bleues végétales; il fume lorsqu'on le répand dans l'atmosphère, en se combinant avec ses vapeurs aqueuses. Un litre de cet acide gazeux, à la température de 15.56 et à la pression de $0^{m}76$, pèse près de 1.6205 grammes. Il est rapidement

absorbé par l'eau, qui se combine avec 480 fois son volume de ce gaz à la température de 4°.44 centigr. Quand l'eau est saturée de ce gaz, on l'appelle alors acide muriatique liquide; sa pesanteur spécifique est de 1.21. Il éteint les corps en combustion, et il est impossible d'en respirer quelques atomes.

Dans son état ordinaire, l'acide hydrochlorique (muriatique) est d'une couleur jaune pâle; mais, purifié par la distillation, il devient transparent et incolore. La lumière n'a point d'action sur l'acide liquide ni gazeux; il en est ainsi de l'oxigène, de l'hydrogène, du carbone, du phosphore et du soufre. L'acide sulfurique sépare l'acide muriatique de ses composés, et même de sa combinaison avec l'eau; mais l'acide muriatique dégage l'acide sulfureux de l'acide sulfurique. L'acide muriatique et l'acide nitrique, mêlés ensemble, font effervescence, développent de la chaleur, et amènent la couleur jusqu'au rouge orangé. Le composé, appelé acide hydrochloro-nitrique (nitro-muriatique), était connu autrefois sous le nom de *eau régale*, par sa propriété de dissoudre l'or, le roi des métaux des alchimistes.

Les composés salins de l'acide hydrochlorique se nomment hydrochlorates.

Exp. I. — Qu'on remplisse de gaz acide muriatique une éprouvette, au-dessus du mercure; si on y ajoute un peu d'eau, le gaz sera absorbé en entier, et le mercure montera jusqu'au haut de l'éprouvette; ce qui démontre la grande attraction qui existe entre cet acide et l'eau.

Exp. II. — Si on fait passer la quantité de gaz qui est dans l'éprouvette, dans un autre vase rempli d'eau colorée par un bleu végétal, le gaz s'absorbe rapidement, et change la couleur bleue en ronge; l'acidité et l'absorption se manifestent en même tems.

SECTION VI.

DE L'ACIDE PHOSPHORIQUE.

Lorsqu'on brûle le phosphore dans le gaz oxigène, les

fumées blanches qui s'élèvent et qui se déposent ensuite sous la forme de flocons blancs, constituent l'acide phosphorique, que l'on considère comme un composé de phosphore et d'oxigène.

Préparation. — On obtient cet acide par la décomposition des os, dont il forme une des parties constituantes, suivant le procédé décrit à l'article *phosphore*. Lorsqu'on fait évaporer l'acide phosphorique liquide, l'acide reste à l'état solide, et on peut en chasser toute l'humidité en le soumettant à une chaleur rouge; on l'appelle alors verre de phosphore; il est transparent, incolore et solide. Il attire l'humidité de l'air, devient gluant; il est très-soluble dans l'eau; à l'état de flocons blancs, il se dissout avec un petit sifflement; le goût en est acide, et il rougit les couleurs bleues.

Lorsqu'on expose l'acide phosphorique mélangé avec du charbon à une chaleur rouge, il se décompose. Le carbone se combine avec l'oxigène de l'acide, et le phosphore en est séparé. L'acide sulphurique, attire l'eau de l'acide phosphorique et l'abandonne à l'état d'une matière visqueuse et transparente, ou en verre, si on applique une forte chaleur. L'acide sulfureux est séparé de ses combinaisons, traité par l'acide phosphorique; mais celui-ci est entièrement séparé par les acides nitrique et hydrochlorique.

Les parties constituantes de l'acide phosphorique sont de 60 d'oxigène et de 40 de phosphore, suivant Lavoisier; les sels se nomment phosphates, et sont d'une grande importance dans beaucoup de préparations chimiques.

SECTION VII.

DE L'ACIDE PHOSPHOREUX.

L'acide phosphoreux est combiné avec une moindre partie d'oxigène que l'acide phosphorique; il est relatif à cet acide, comme l'acide sulfureux l'est à l'acide sulfurique. Lorsqu'on expose des petits morceaux de phosphore dans un tube,

celui-ci étant placé dans un autre plus grand, bientôt par l'attraction de l'humidité de l'air, ils deviennent liquides, et passent dans le second tube. Ce liquide est de trois fois le poids du phosphore employé; on le désignait autrefois par le nom d'acide phosphoreux, il est épais et blanc; il a un goût piquant, et il rougit les couleurs bleues végétales; mais, d'après des expériences récentes, il paraît que c'est un composé des acides phosphorique et phosphoreux en proportions égales.

En suivant le procédé proposé par M. H. Davy, on peut obtenir l'acide phosphoreux pur en sublimant le phosphore dans un tube de verre, en ayant soin de le couvrir d'une certaine quantité de sublimé corrosif en poudre (deutochlorure de mercure). Il passe en liquide incolore, lequel, étant mêlé avec de l'eau et évaporé jusqu'à consistance siropeuse, est composé de 81 d'acide phosphoreux et de 19 d'eau. Ce liquide devient solide par le refroidissement. Chauffé fortement à vase ouvert, il s'enflamme, et produit un grand dégagement de gaz hydrogène phosphuré; le résidu est formé d'acide phosphorique. Dans ce procédé, il est évident que l'eau est décomposée, que son hydrogène s'unit avec une partie de phosphore, et se dégage en gaz hydrogène phosphuré, et que l'oxigène, se combinant avec l'autre partie de phosphore, le convertit en acide phosphorique. Les composés salins de l'acide phosphoreux se nomment *phosphites*.

SECTION VIII.

DE L'ACIDE BORACIQUE.

Cet acide est une des parties constituantes du borax (sous-borate de soude), substance qui est connue depuis long-tems en médecine et dans le commerce; il en fut séparé par Homberg, vers le commencement du dix-huitième siècle, par la distillation, et reçut de lui le nom de sel narcotique ou sédatif.

Préparation. — On fait dissoudre une partie de borax du commerce, composé d'acide et de soude, dans de l'eau bouillante; on filtre, et on ajoute graduellement de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que le liquide acquière un certain degré d'acidité : par le refroidissement, l'acide se précipite en écailles luisantes. Dans ce procédé, l'acide sulfurique s'unit avec la soude, et l'acide boracique est mis en liberté; on le purifie en le lavant à l'eau froide, qui enlève les sels solubles adhérens.

Propriétés. — Ce sel, ainsi obtenu, a la forme d'écailles hexaèdres, d'un blanc d'argent, ayant un goût sûr qui produit une sensation de froid; il est sans odeur et rougit les couleurs bleues végétales; ces écailles paraissent savoneuses au toucher. Exposé à la chaleur, cet acide se boursoufle, par la séparation de son eau de cristallisation; il se transforme en pâte visqueuse, et se nomme alors borax calciné; assujéti à une chaleur rouge, il se convertit en un verre dur et transparent, qui, sans attirer l'humidité de l'air, devient opaque, mais ne change pas davantage; quand on le redissout dans l'eau bouillante, il recouvre, par le refroidissement et la cristallisation, toutes ses propriétés premières.

Cet acide n'est pas très-soluble dans l'eau, et la solution n'a que peu de goût; mais cependant, elle rougit le tournesol, et le papier qui en a été humecté brûle avec une flamme verte. L'acide s'élève avec les vapeurs aqueuses, lorsqu'on le distille à vase clos, et cristallise dans le récipient.

Les composés salins de l'acide boracique s'appellent *borates :* on l'emploie dans les arts, pour aider la fusion des substances métalliques, et il est d'une très-grande importance pour le chimiste en aidant la fusion, au chalumeau.

En mêlant dans une cornue une partie d'acide boracique fondu, deux parties de fluate de chaux et 12 parties d'acide sulfurique, on obtient un gaz par l'application de la chaleur, qui a les propriétés acides; ce gaz, que l'on doit recueillir sur le mercure, est incolore; il a l'odeur de l'acide hydrochlorique, un goût très-acide, et rougit les couleurs bleues

végétales; un litre de gaz pèse plus de 3.080 grammes, et l'eau en absorbe 700 fois son volume ; on l'appelle acide fluoborique.

SECTION IX.

DE L'ACIDE CARBONIQUE.

C'est un des acides les plus importans, tant sous les rapports de sa nature que sous celui des découvertes importantes qu'il a contribué à faire faire à la chimie moderne. Les anciens le regardaient comme une vapeur pestilentielle, par rapport à ses effets nuisibles. Le docteur Hales le nomma *air fixe*, parce qu'il entrait dans la composition des corps solides; et le docteur Black, dans ses expériences sur la chaux vive, la magnésie et les alkalis, prouva que c'est une substance particulière et différente de l'air ordinaire; et que ces corps étant combinés avec lui, perdent leur causticité et en deviennent plus doux. Ses propriétés acides furent découvertes par Keir et Bergman qui l'appelèrent *acide aérien;* il reçut aussi d'autres noms, comme acide méphitique, acide calcaire, provenant de ses effets délétères ou des substances qui le produisaient. La nature et la composition en furent finalement reconnues par Lavoisier, qui le nomma acide carbonique, suivant la nomenclature des philosophes français, par rapport à sa base, le carbone.

Préparation. — Lorsqu'on introduit un charbon incandescent dans du gaz oxigène, il y brûle rapidement; et quand la combustion est achevée, l'air du vase est complètement changé. Le nouveau produit étant agité avec un peu d'eau, il s'y combine et acquiert des propriétés acides; c'est l'acide carbonique; mais on peut l'obtenir en grande quantité en versant sur des morceaux de marbre blanc, de l'acide sulfurique faible; il se produit une grande effervescence avec dégagement de gaz, que l'on peut recueillir, comme à l'ordinaire, dans des vases, au-dessus de l'eau. La nature de ce procédé est facile à comprendre; le marbre étant un composé d'acide

carbonique et de chaux, et l'acide sulfurique ayant plus d'affinité pour la chaux que n'en a l'acide carbonique, le dégage à l'état de gaz.

Propriétés. — A l'état de gaz, l'acide carbonique possède les propriétés physiques de l'air; il est impossible de le respirer, et il éteint les corps en combustion. Il a un goût particulier et une odeur assez agréable; un litre de ce gaz, à la température de 15.56 centigrades, pèse 1.9741 grammes lorsque le baromètre est à 0.76; il rougit la teinture de tournesol.

L'eau, à la température de 5°, en absorbe son volume, mais par une pression artificielle, elle en absorbe une plus grande quantité; c'est par ce moyen qu'on prépare les eaux *aérées*, qui en acquièrent un goût acidulé. Tout le gaz en est chassé par l'ébullition, de même que lorsqu'on abaisse la température au point de congellation.

Cet acide est composé de près de 18 parties de carbone et de 82 d'oxigène. Ses composés avec les alkalis, quelques terres, et les oxides métalliques, s'appellent *carbonates*.

Exp. I. — Que l'on remplisse une éprouvette de ce gaz, et qu'on y introduise une bougie allumée; au moment du contact, il y aura extinction de la lumière. On peut répéter différentes fois la même expérience sur le même gaz.

Exp. II — Après avoir rempli une éprouvette, si on l'enlève de la cuve pneumatique, et qu'on la tienne dans une position renversée, on trouvera, en l'examinant avec la bougie, que le gaz s'en est dégagé, et aura été remplacé par l'air atmosphérique.

Exp. III. — Si on place une bougie allumée dans un vase, et qu'on y verse le gaz carbonique contenu dans l'éprouvette, bientôt la lumière s'éteindra comme si on y avait versé de l'eau; ce qui prouve sa pesanteur.

Ce gaz se trouve en grande abondance dans la nature; il se forme par la combustion et la respiration; pendant la fermentation des matières végétales; et, étant plus pesant que l'air ordinaire, se rassemble au fond des puits et des cavernes;

de là, vient que de petits animaux, lorsqu'ils entrent dans ces lieux, sont asphyxiés. Une caverne d'Italie est connue depuis long-temps pour être fatale aux chiens, ce qui lui a fait donner le nom de grotte des chiens, tandisque l'homme, respirant dans une couche plus élevée, n'éprouve aucun de ses effets délétères. Il arrive des accidens fréquens aux personnes qui descendent dans des cuves où la fermentation est établie, ou dans des fosses qui ont été bouchées pendant long-tems. Une seule aspiration de ce gaz semble produire l'asphyxie; de semblables accidens arrivent aux individus qui respirent les fumées de charbon dans des lieux abrités du contact de l'air extérieur. En pareil cas, lorsque la vie n'est pas entièrement éteinte, la méthode la plus sure qui est pratiquée dans les régions polaires, où le grand usage de charbon est souvent suivi de cet effet, est de verser une quantité d'eau froide sur la tête et le reste du corps.

SECTION X.

DE L'ACIDE FLUORIQUE.

Il est ainsi nommé parce qu'on l'extrait du fluor, production minérale très-connue dans certains districts de l'Angleterre, et employée comme fondant des mines. Sa propriété remarquable d'attaquer le verre, lorsqu'on le décompose par l'acide sulfurique, fut observée vers le milieu du 17^e^ siècle; et, après plusieurs tentatives d'autres chimistes, la composition du fluor fut enfin déterminée, par les expériences de Scheele, pour être de la chaux et un acide particulier qu'il nomma acide fluorique.

Préparation. — Le fluor ou fluate de chaux, est réduit en poudre fine; on l'introduit dans une cornue d'argent ou de plomb avec deux fois son poids d'acide sulfurique concentré; on adapte un récipient de même métal, que l'on refroidit par un mélange de glace et de neige; on applique une chaleur convenable, et l'acide se dégage et passe dans le récipient dans la forme liquide.

Propriétés. — Il est transparent et incolore a — 17.78. Il reste liquide à + 15.56, mais à l'air il dégage beaucoup de fumées suffocantes et se dissipe. Il est dans l'impossibilité d'être respiré, et il éteint les corps en combustion. Versé dans de l'eau, il se développe une grande chaleur avec sifflement; il corrode la peau, fait une blessure pénible, et rougit les couleurs bleues végétales.

Un de ses caractères les plus singuliers est d'attaquer le verre. Lorsqu'on distille le gaz dans des vases de verre, l'acide se combine avec la terre siliceuse du verre, et prend la forme d'un fluide élastique, qu'on nomme gaz acide fluorique silicé, dont un litre pèse 4.6423 grammes. Lorsqu'on le met en contact avec de l'eau, il dépose une substance blanche gélatineuse qui est l'hydrate de silice, composé d'eau et de silice, et l'eau en devient acide. Les composés salins de l'acide fluorique se nomment *fluates*.

Comme les composés du chlore avec les substances qui n'ont pas de propriétés acides, sont nommés chlorates, suivant la même analogie, les composés du fluor sont appelés fluorates. Les composés de l'acide fluorique avec les alkalis et les terres, connus par le nom de fluates dans la première vue de leur composition, doivent être considérés suivant la nouvelle doctrine, comme composés de fluor et d'une base métallique de ces terres ou alkalis; c'est ce qu'on remarquera par la suite dans l'histoire chimique de ces corps.

SECTION XI.

DE L'ACIDE CHLORIQUE.

L'acide chlorique se prépare en dissolvant le sur-hydrochlorate de Barite dans l'eau, en y ajoutant de l'acide sulfurique affaibli, par parties, jusqu'à ce qu'il cesse d'y produire un précipité. Si on n'ajoute pas un excès d'acide sulfurique, l'acide chlorique est obtenu en solution dans l'eau.

Propriétés. — Sa solution aqueuse est incolore; elle est

privée d'odeur, et on peut la concentrer par une chaleur modérée ; elle prend alors la consistance de l'huile. Quand on élève la température, l'acide est en partie volatilisé, sans subir de changement, et en partie décomposé en chlore, plus de l'oxigène, qui sont ses parties constituantes : 100 parties sont composées de 47 de chlore et de 53 d'oxigène; ses composés salins sont nommés chlorates. M. Bertholet l'appelle acide hyper-oximuriatique.

SECTION XII.

DES ACIDES IODIQUE ET CHLORIODIQUE.

1. *De l'acide iodique.* — Cet acide se prépare en introduisant 25 centigrammes d'iode dans un petit récipient à long col, et 62 centigrammes de chlorate de potasse dans un tube recourbé de verre, bouché à une de ses extrémités, sur lesquels on verse 248 centigrammes d'acide hydrochlorique fumant ; le tube courbé étant mis en communication avec le récipient, on applique une chaleur modérée, et il se dégage de l'oxide de chlore, dont on a soin d'enlever l'humidité avant qu'il ne se trouve en contact avec l'iode; pour cet effet, on le fait passer dans du muriate de chaux ; lorsqu'il se mêle avec l'iode, il y a combustion et formation de deux substances dont l'une est composée d'oxigène et d'iode, l'autre, d'iode et de chlore. Par l'application de la chaleur, ce dernier composé se dégage, et l'acide iodique reste solide, blanc, sémi-transparent et inodore, mais ayant un goût très-aigre. Chauffé au degré d'ébullition de l'huile, il fond et se décompose; il attire l'humidité de l'air, et il est très-soluble dans l'eau : cette solution rougit, et finit par détruire les couleurs bleues végétales. Elle agit puissamment sur les substances métalliques; et mêlée avec du charbon, du sucre ou un autre combustible, l'acide détonne lorsqu'on le chauffe. Cet acide est composé de 76 parties d'iode et 24 d'oxigène.

2. *Acide chloriodique.* — Si on fait passer un courant de

chlore dans un vase contenant de l'iode, le produit est un composé d'une couleur jaune, devenant orange lorsqu'on le fond, et que les deux substances soient saturées; mais, avec un excès d'iode, le produit est rouge; si on dissout cette dernière substance dans de l'eau, et qu'on y fasse passer un courant de chlore jusqu'à saturation, on obtient un acide chloriodique incolore. Cet acide est très-volatil; sa solution aqueuse détruit les couleurs bleues végétales, et même la solution d'indigo dans l'acide sulfurique: les parties constituantes sont 63 d'iode et 27 de chlore.

Ce gaz est d'une couleur jaune verdâtre plus brillante que le précédent; l'eau en absorbe à-peu-près la même quantité, et prend une couleur jaune foncée. Il détruit les couleurs bleues à l'état liquide sans les avoir rougies préalablement. Il fait explosion lorsqu'on l'élève à la température de l'eau bouillante. Le phosphore y produit une explosion suivie d'une combustion très-brillante, et 100 de ses parties sont composées de 53 de chlore, et de 47 d'oxigène.

SECTION XIII.

DES ACIDES MÉTALLIQUES.

Les substances métalliques s'unissent en différentes proportions avec l'oxigène, et les composés sont nommés oxides; mais quelques-uns des métaux se combinent avec une plus grande proportion d'oxigène, et aquièrent des propriétés acides. Des composés de cette nature s'obtiennent de l'arsenic, du tungstène, du mulylédène, du chrome et du columbium.

1. *Acide arsenique.* — L'arsenic se combine avec l'oxigène en deux proportions. L'acide arsenieux, qui est l'arsenic blanc du commerce, est ordinairement blanc, solide et toujours très-vénéneux; il n'est pas très-soluble dans l'eau froide, mais il l'est beaucoup plus à l'eau bouillante; il rougit les couleurs bleues végétales. Les composés alkalins se nomment *arsenites*.

On convertit cet acide en acide arsenique, en le distillant souvent avec de l'acide nitrique; on peut l'obtenir en dissol-

vant de l'arsenic métallique dans l'acide nitrique, et après avoir évaporé à siccité, dissoudre le résidu dans l'eau, filtrer la dissolution, et l'évaporer de nouveau à siccité.

Propriétés.—L'acide arsenique ainsi obtenu est sous la forme d'une masse solide et blanche, ayant le goût aigre et métallique, rougissant les couleurs bleues; et lorsqu'on l'expose à une forte chaleur, dans un creuset, il le corrode, reste transparent, et se convertit en verre. Cet acide est plus soluble dans l'eau que le précédent. Ses composés avec les alkalis, les terres et les métaux, se nomment *arseniates.*

2. *De l'acide tungstique.* — On le trouve dans la nature en deux substances minérales; savoir : dans un composé de chaux, et dans un composé de fer et de manganèse. Si on fait fondre ensemble une partie de tungstate de chaux et quatre parties de carbonate de potasse, la masse sera soluble dans 12 parties d'eau bouillante. On ajoute de l'acide nitrique à cette solution, qui s'unit avec la potasse, et précipite l'acide tungstique. On peut l'obtenir aussi en fondant, dans un creuset, sa combinaison de manganèse et de fer, avec deux fois son poids de carbonate de potasse : on fait bouillir, on filtre et on obtient, par l'addition de l'acide nitrique, un précipité d'acide tungstique, qui, étant lavé et séché, prend la forme d'une poudre jaune, sans goût, insoluble dans l'eau et ne produisant aucun changement sur les couleurs bleues végétales. Les composés salins de cet acide, qui sont solubles, et avec les terres et oxides métalliques qui sont insolubles dans l'eau, se nomment *tungstates.*

3. *De l'acide molybdique.* — On le tire d'ordinaire d'une substance qui est un composé de soufre et de molybdène. Si on introduit une partie de cette substance pulvérisée dans une cornue, avec six fois son poids d'acide nitrique, que l'on distille à sec, et qu'on répète deux ou trois fois le même procédé, le soufre et le métal se combineront avec l'oxigène, et deviendront acides. L'acide sulfurique le sépare en chauffant fortement la masse dans un creuset, et la lavant ensuite dans de l'eau pure; l'acide molybdique, ayant un goût acide métal-

lique, reste sous la forme d'une poudre blanche. Il n'est pas très-soluble, même dans l'eau bouillante; la solution est d'un jaune pâle, sans goût, mais rougissant le papier de tournesol, et se précipitant par les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique. Ses composés à bases alkalines, terreuses et métalliques, s'appellent *molybdates.*

4. *De l'acide chromique.* — Cet acide se trouve, dans la nature, combiné au plomb et au fer; on l'obtient en pulvérisant le chromate de fer, et en soumettant deux de ses parties et une de nitrate de potasse, dans un creuset, à une chaleur rouge pendant plusieurs heures. On dissout la matière; à la portion insoluble, qui est un composé d'oxide de fer et de chromate de fer non décomposé, on ajoute de l'acide hydrochlorique, qui dissout l'oxide de fer; on soumet à une nouvelle calcination le mélange du chromate de fer et de nitrate de potasse; on sature la solution de potasse et d'acide chromique, avec de l'acide acétique, et on évapore jusqu'à cristallisation. Le chromate de potasse étant dissous dans l'eau, se précipite par l'hydrochlorate de Barite. Ce précipité de chromate de Barite étant bien lavé, on le dissout dans l'acide nitrique, et la barite en étant précipitée par l'acide sulfurique, on filtre et on évapore la solution à une chaleur modérée. Pour en séparer entièrement l'acide nitrique, il est nécessaire de répéter les cristallisations plusieurs fois. Le résidu sec est l'acide chromique.

Il est d'une couleur rouge foncée, a un goût acide fortement métallique, tombe en déliquescence à l'air, et est soluble dans l'eau, d'où on peut l'obtenir cristallisé, de couleur pourpre. Quand on le chauffe, une partie d'oxigène se sépare, et il se convertit en oxide vert. Mêlé à l'acide hydrochlorique, il acquiert la propriété de dissoudre l'or. Il se combine facilement avec les alkalis, et communique une couleur orangée aux cristaux qu'il forme avec eux (1). Ses composés salins se nomment *chromates.*

---

(1) C'est cette propriété qui a fait donner le nom de *chromium* à la

Le métal appelé *columbium*, découvert par M. Hatchet, forme également un acide, dont on peut trouver un détail publié dans les Trans. Phil. de 1802.

SECTION XIV.

DE L'ACIDE ACÉTIQUE.

L'acide acétique, qui est produit pendant la fermentation des matières végétales, fut connu, quoique dans un état très-impur, sous le nom de vinaigre, dans les tems les plus reculés du monde. Quand on distille le vinaigre, on le distingue par le nom d'acide acéteux; et quand on lui donne le dernier degré de purification, et qu'on en sépare le plus d'eau que possible, alors il prend le nom de vinaigre radical ou acide acétique.

Le vinaigre qui se forme lorsque les infusions végétales deviennent aigres, est d'une couleur rouge jaunâtre, a une odeur et un goût agréables; quand on le distille avec la chaleur de l'eau bouillante, il devient incolore, et le goût prend plus d'acidité : c'est l'acide acéteux; on le concentre davantage en l'exposant au froid, qui en congèle l'eau.

L'acide acétique s'obtient par la décomposition des corps avec lesquels il se trouve combiné. Si on réduit une quantité d'acétate de cuivre en poudre, et qu'on la distille dans une cornue, il passe d'abord un liquide incolore et presque insipide; puis un acide très-piquant. Cet acide requiert une autre distillation pour le purifier de sa couleur verdâtre, provenant d'une partie de cuivre qui a passé avec lui. Il reste alors transparent et incolore.

On l'obtient aussi en distillant trois parties d'acétate de potasse et 4 parties d'acide sulfurique. L'acide sulfurique se combine avec la potasse, et l'acide acétique libre passe dans le ré-

---

base de cet acide, par M. Vauquelin, lorsqu'il découvrit ce métal dans le plomb rouge de Sibérie. (*Note du Traducteur.*)

cipient où il cristallise. Pour le purifier de l'acide sulfurique qu'il retient, on le soumet à une seconde distillation, avec une partie d'acétate de barite.

Propriétés. — Lorsqu'il est pur, l'acide acétique est parfaitement incolore, et a une odeur aromatique à l'état de vinaigre distillé; mais il est moins agréable lorsqu'il est concentré, que lorsqu'il est de la pesanteur spécifique de 1.08. Il est très-volatil; il rougit les couleurs bleues végétales; son odeur est piquante et acre; il rougit la peau et la corrode.

Ses parties constituantes sont l'hydrogène, le carbone et l'oxigène; il est décomposé par l'action des acides sulfuriques et nitriques, et ses composés salins se nomment *acétates*.

Il est d'une grande importance dans le commerce, non-seulement pour ses usages dans l'économie domestique, mais aussi par rapport à son grand emploi dans les arts.

SECTION XV.

DE L'ACIDE BENZOIQUE.

Cet acide prend son nom du *styrax benzoe*, arbre qui croît à Sumatra; la matière résineuse qu'on en recueille s'appelle benzoin, et la substance acide, préparée par sa sublimation, s'appelle fleurs de benzoin.

Préparation. — La méthode ordinaire de préparer cet acide est d'introduire du benzoin, grossièrement pulvérisé, dans un pot de terre, et de couvrir celui-ci d'un cône de gros papier, enfin d'appliquer une chaleur modérée; l'acide se sublime et se dépose sur le papier. On peut l'obtenir aussi en faisant digérer du benzoin dans de l'acide sulfurique; l'acide est même plus pur, et les cristaux beaucoup plus beaux.

Propriétés. — L'acide benzoique est une belle matière blanche en forme d'aiguilles, qui ont quelque ductilité; le goût en est acre, piquant et amer; quand on le chauffe, l'odeur en est aromatique; il n'a que peu d'effet sur les couleurs bleues végétales; mais à chaud, il rougit le tournesol.

Exposé à une chaleur modérée, il fond et devient spongieux; avec une forte chaleur, il se sublime et exhale une vapeur blanche, acre; lorsqu'on le brûle, il ne laisse aucun résidu. Il n'éprouve aucun changement à l'air; il est peu soluble dans l'eau; il consiste en hydrogène, carbone et oxigène, et ses composés salins se nomment *benzoates*.

L'acide benzoïque existe dans quelques secrétions animales, particulièrement dans celles du cheval et de la vache, que l'on suppose provenir de l'herbe et du foin qui forme une partie de leur nourriture. L'odeur particulière de l'*anthoxanthum odoratum* et de l'*asperula odorata* est due à l'acide benzoïque; c'est de la première de ces plantes que le foin prend son odeur agréable.

Acide sébacique. — D'après les dernières recherches des chimistes, il paraît que cet acide est de la même nature que l'acide benzoïque. On le prépare en distillant la graisse de porc ou du suif, lavant le produit à l'eau chaude, et après la séparation de l'eau, en y ajoutant une solution d'acétate de plomb qui produit un précipité floconneux; on le rassemble sur le filtre, et on le fait sécher; on y ajoute de l'acide sulfurique et on obtient par l'application de la chaleur, une substance semblable à de la graisse, qui nage à la surface. On fait bouillir cette substance séparée et bien lavée, ce qui produit sa dissolution; par le refroidissement, il se dépose des cristaux aiguillés qui constituent l'acide sébacique. Il requiert une plus haute température pour le sublimer que l'acide benzoïque; mais il approche tellement de celui-ci par ses autres propriétés, qu'on le suppose mêlé à quelque substance dont la nature est inconnue.

SECTION XVI.

DE L'ACIDE SUCCINIQUE.

Cet acide prend son nom du mot latin qui signifie ambre, parce qu'on l'obtient de cette substance.

Préparation. — On introduit dans une cornue une quantité d'ambre en poudre, jusqu'à remplir la cornue de moitié; on couvre l'ambre avec du sable sec, on adapte un récipient, et on distille an bain de sable. Le premier produit est une phlegme insipide qui précède une portion d'acide acétique faible, et en dernier lieu, l'acide succinique se dépose dans le col de la cornue; pour le séparer d'une partie d'huile avec laquelle il se trouve mêlé, on le dissout dans l'eau bouillante, on le filtre dans du coton humecté d'huile d'ambre, et ensuite on le cristallise par une évaporation lente.

Propriétés. — Les cristaux de cet acide sont transparens, blancs, et luisans; de forme prismatique. Le goût en est acide, et ils rougissent la teinture de tournesol.

Cet acide requiert un degré de chaleur considérable pour sa sublimation; il n'est pas très-soluble dans l'eau froide, et il ne se dissout que dans deux parties d'eau bouillante, dont le refroidissement le fait cristalliser. Il se dissout dans les acides sulfurique et nitrique, au moyen de la chaleur; il est décomposé par l'acide hydrochlorique, et forme une gelée par la chaleur.

Les parties constituantes de l'acide succinique sont le carbone, l'hydrogène et l'oxigène; ses composés salins sont nommés *succinates*, et il est d'une grande importance pour séparer le fer de ses solutions.

SECTION XVII.

DE L'ACIDE MORIQUE.

C'est une exsudation de nature saline qui se trouve sur l'écorce du *morus alba* ou murier blanc, en petits grains d'une couleur d'un brun jaunâtre; ils furent examinés par Klaproth, qui reconnut que c'était un composé de chaux et d'un acide particulier.

L'acide est formé en dissolvant le sel dans l'eau, y ajoutant de l'acétate de plomb, et mêlant le précipité avec de l'acide

sulfurique faible; il se forme un sulfate de plomb, tandis que l'acide morique est mis en liberté, et reste dans la solution. On peut l'obtenir cristallisé en évaporant la liqueur, et le purifier encore devantage par la sublimation. Le goût approche de celui de l'acide succinique; il est inaltérable à l'air et soluble dans l'eau. Cet acide est un composé d'hydrogène, de carbone et d'oxigène; ses composés salins se nomment des *morates*.

SECTION XVIII.

DE L'ACIDE CAMPHORIQUE.

Cet acide est produit du camphre, si connu pour être une production du *laurus camphora*, arbrisseau des Indes orientales; on l'obtient en distillant dans une cornue sur un bain de sable, une partie de camphre et 8 d'acide nitrique. Le même procédé est répété trois fois avec de nouvelles portions d'acide, et lorsque l'appareil refroidit, on trouve des cristaux d'acide camphorique, pour la valeur de la moitié de camphre employé; on en sépare l'acide nitrique par le lavage.

Propriétés. — Cet acide ainsi formé est sous la forme de cristaux d'un blanc de neige, qui s'effleurissent à l'air. L'odeur est semblable à celle du safran; le goût est légèrement acide et amer, et il rougit les couleurs bleues végétales; il n'est pas très-soluble dans l'eau froide, mais l'eau bouillante en dissout un douzième de son poids; il fond et se sublime à une chaleur modérée; mais quand on le met sur des charbons incandescens, il produit des fumées épaisses et aromatiques, et se dissipe totalement. Il est soluble dans les acides sulfurique et hydrochlorique; dans l'acide nitrique, il se dissout aussi, et devient jaune au moyen de la chaleur. Les parties constituantes de l'acide camphorique sont l'hydrogène, le carbone et l'oxigène; et ses composés salins se nomment *camphorates*.

SECTION XIX.

DE L'ACIDE OXALIQUE.

Cet acide existe tout formé dans *l'oxalis acetosella* et quelques-unes des plantes de la famille des polygonées. On l'obtient aussi du sucre, et on l'appelait autrefois acide saccharin ou acide de sucre.

Préparation. — On introduit une once de sucre dans une cornue avec trois onces d'acide nitrique; on applique de la chaleur jusqu'à ébullition, et tout l'acide nitreux se dégage; le liquide devient d'une couleur rouge brun; ensuite on peut ajouter une nouvelle quantité d'acide nitrique, et continuer l'ébullition jusqu'à ce que les fumées cessent. On verse le liquide dans un vase plat, et l'acide cristallise par le refroidissement. On recueille les cristaux et on les fait sécher sur du papier Joseph; on les redissout, et on leur fait subir une nouvelle cristallisation. On peut obtenir cet acide, par un procédé semblable, d'autres substances végétales; telles que la gomme arabique et l'alcool; on l'extrait aussi de matières animales telles que le miel.

Propriétés. — Cet acide ainsi préparé est blanc et transparent; il forme des prismes quadrangulaires, avec des sommets dièdres. Le goût en est très-piquant, et il rougit les couleurs bleues végétales; il est soluble dans deux fois son poids d'eau froide et dans une fois son poids d'eau bouillante; Il est inaltérable à l'air humide, mais il s'effleurit à l'air sec; il se volatilise par la chaleur, en partie à l'état liquide et en partie sous les formes cristallines; quand la température est très-élevée, il est en partie décomposé. L'acide oxalique se décompose par l'acide sulfurique au moyen de la chaleur, et il se dépose du charbon; l'acide nitrique le convertit en eau et en acide carbonique, par le moyen de la chaleur. Ces changemens mènent à la connaissance de ses parties constituantes, qui sont 76 d'oxigène, 13 de carbone et 10 d'hydrogène. Les composés des alkalins se nomment *oxalates*.

Par rapport à sa grande affinité pour la chaux, l'acide oxalique est un des meilleurs réactifs pour déceler la présence de cette terre, dont il sépare la plus petite partie de toutes les autres combinaisons.

SECTION XX.

DE L'ACIDE TARTARIQUE.

Cet acide doit son nom au tartre dont on l'extrait; c'est au célèbre Scheele qu'on en doit la découverte.

Préparation. — On dissout de la crême de tartre dans de l'eau, et on y ajoute de la chaux en poudre, jusqu'à ce que l'effervescence cesse, et que la liqueur ne rougisse plus le tournesol; il se fait un précipité d'une poudre blanche, qu'on sépare par le filtre; on le lave, et on ajoute une quantité d'acide sulfurique égale à la quantité de chaux employée; on laisse le tout en repos pendant un jour ou deux, en ayant soin de le remuer de tems en tems. La liqueur étant filtrée et évaporée, il se forme des cristaux d'acide tartarique.

Propriétés. — L'acide tartarique cristallise en prismes quadrangulaires blancs et transparens, contenant 15 parties d'eau de cristallisation; il est inaltérable à l'air, et devient liquide à la température de l'eau bouillante; mais quand la température est plus élevée, il prend la forme d'une masse concrète, par le refroidissement, et paraît avoir subi quelque changement, car il a acquis une propriété déliquescente.

Le goût en est piquant; quand il est étendu d'eau, il est semblable à celui du citron, et rougit fortement les couleurs bleues végétales; il est très-soluble dans l'eau, et facilement décomposé, quand la solution aqueuse est très-grande. Ses parties constituantes sont l'oxigène, le carbone et l'hydrogène; on nomme *tartrates* ses composés salins.

SECTION XXI.

DE L'ACIDE CITRIQUE.

Le goût aigre des oranges et des citrons est dû à l'acide

citrique; mais il existe dans ces fruits combiné avec de l'eau et du mucilage, dont il faut le séparer pour se le procurer pur.

Préparation. — Ayant filtré une quantité de jus de citrons, on ajoute de la chaux en poudre jusqu'à ce que l'effervescence cesse; on lave à l'eau bouillante, le précipité composé d'acide citrique et de chaux, et on ajoute une quantité d'acide sulfurique affaibli jusqu'à parfaite saturation de la chaux; on fait bouillir la liqueur pendant quelques minutes, et on la filtre à froid. Cette liqueur, étant évaporée, produit des cristaux d'acide citrique.

Propriétés. — Ces cristaux sont des prismes rhomboidaux, ayant un goût très-acide et une légère odeur de citron; ils rougissent les couleurs bleues végétales et sont solubles dans moins que leur poids d'eau.

L'acide citrique s'effleurit à l'air sec; il fond rapidement quand on l'expose à la chaleur, en se boursoufflant, il se réduit en charbon; l'acide sulfurique le convertit en acide acétique, et l'acide nitrique le convertit partie en acide acétique, et partie en acide oxalique.

Les parties constituantes de cet acide sont l'oxigène, le carbone et l'hydrogène; ses composés avec les bases, se nomment *citrates*.

SECTION XXII.

DE L'ACIDE MALIQUE.

Il existe en grande abondance dans le jus de pomme, d'où il dérive son nom; on le trouve également dans d'autres fruits, et dans quelques-uns, il se trouve en proportions égales avec l'acide citrique, comme dans la cerise et la groseille.

Préparation. — On écrase une quantité de pommes aigres, on en extrait le jus que l'on passe dans un linge; on le sature avec de la potasse, et on ajoute une solution d'acétate de plomb, jusqu'à ce qu'elle cesse de précipiter. L'acide

acétique de l'acétate de plomb se combine avec la potasse et reste dans la liqueur, tandis que l'acide malique, s'unissant avec le plomb, se précipite. Après que ce précipité a été bien lavé, on ajoute de l'acide sulfurique faible qui se combine avec le plomb, se précipite et laisse l'acide malique libre dans la liqueur. On peut l'obtenir solide par l'évaporation, mais il ne cristallise pas.

Propriétés. — A l'état liquide et nouvellement préparé, il est incolore; mais il devient brun en vieillissant. Le goût en est fortement acide; il est très-soluble dans l'eau, et rougit les couleurs bleues végétales.

L'acide malique se décompose facilement par la chaleur. Il dégage une vapeur épaisse, et laisse une grande quantité de charbon; il est décomposé par les acides forts; ses parties constituantes sont l'oxigène, le carbone et l'hydrogène, et ses composés salins se nomment *malates*.

On extrait l'acide malique pur et incolore de la joubarbe, où il existe en combinaison avec la chaux.

SECTION XXIII.

DE L'ACIDE SACLACTIQUE.

Cet acide a été nommé acide *muqueux*, parce qu'on l'obtient de la gomme arabique et d'autres substances mucilagineuses.

Préparation. — Si on introduit dans une cornue une partie de gomme et 2 d'acide nitrique, et qu'on applique une chaleur modérée, pendant que les gaz nitreux et acide carbonique se dégagent, il se fait un précipité d'une poudre blanche par le refroidissement; c'est l'acide saclactique. Mais comme il est toujours impur, il faut le faire digérer plusieurs fois dans de l'acide nitrique faible, pour en séparer une partie d'oxalate de chaux; on peut aussi en séparer un composé de gomme et de chaux, en dissolvant l'acide dans l'eau bouillante. Par le refroidissement, l'acide saclactique pur se dé-

pose. Quand on fait usage de sucre de lait, ces procédés accessoires sont inutiles.

Propriétés. — Cet acide en poudre est blanc, dur au toucher, ayant un léger goût d'acide. Il est facilement décomposé par la chaleur, et produit une liqueur acide qui cristallisse, par le refroidissement, en forme d'aiguilles, plus une petite partie d'huile caustique de couleur rouge de sang, du gaz acide carbonique et du gaz hydrogène carburé, tandis qu'il abandonne une quantité considérable de charbon. Il est peu soluble, même à l'eau bouillante; la solution a un goût acide, et rougit les couleurs bleues végétales.

Cet acide est composé d'oxigène, de carbone et d'hydrogène, et ses composés salins sont nommés *saclactates.*

SECTION XXIV.

DE L'ACIDE SUBÉRIQUE.

Son nom dérive du mot latin *suber,* qui signifie *liége;* production singulière d'une espèce de chêne appelé *quercus suber.*

Préparation. — On le prépare en mettant du liége en poudre dans une capsule, et y ajoutant 6 parties d'acide nitrique. Lorsque l'action de l'acide cesse, on évapore le mélange jusqu'à consistance sirupeuse; on ajoute de l'eau bouillante, et on met en digestion sur un bain de sable pendant quelque tems. Après le refroidissement, il paraît à la surface du liquide une substance semblable à la cire, et il se précipite une matière blanche floconeuse. Ces substances étant enlevées, et le liquide restant étant évaporé, l'acide subérique se précipite en forme de poudre. On a observé qu'il se forme quelquefois des cristaux d'acide oxalique vers la fin de l'opération. On purifie cette poudre en la lavant à l'eau chaude.

Propriétés. — Cet acide ainsi préparé est blanc comme l'amidon, et a un léger goût acide; il n'est pas très-soluble dans

l'eau; il fond par l'application de la chaleur, et ses cristaux sont aiguillés. On peut le sublimer à vases clos, où il se condense en forme d'aiguilles. Les parties constituantes sont les mêmes que dans les autres acides végétaux, et ses composés salins se nomment *subérates*.

SECTION XXV.

DE L'ACIDE LACTIQUE.

En examinant les changemens spontanés qui se produisent dans le lait, Scheele découvrit qu'il contient un acide particulier qu'il nomma acide *lactique*.

Préparation. — Si on fait évaporer une quantité de petit lait à siccité, l'extrait qu'on en obtient est composé d'acide lactique, de lactate de potasse, d'hydrochlorate de potasse et de phosphate de chaux, plus une portion de matière animale. Cette masse étant dissoute dans l'alcool, auquel on ajoute un vingt-sixième de son poids d'acide sulfurique concentré, jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès dans la solution, il se fait un précipité de sulfate de potasse. Pour séparer les autres acides, on fait digérer la solution avec du carbonate de plomb, jusqu'à ce qu'elle acquière un goût sucré. Les acides sulfurique, phosphorique et hydrochlorique se séparent ainsi, et l'acide lactique, qui se combine avec le plomb, reste dans la solution. On en précipite le plomb en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré dans la solution que l'on fait ensuite digérer avec de la chaux, jusqu'à ce que toute la matière animale soit séparée. L'acide lactique, l'acide hydrochlorique et la chaux restent dans la solution. A une partie de cette solution on ajoute de l'acide oxalique pour en séparer la chaux, et cette partie étant saturée de carbonate d'argent, on l'ajoute à l'autre partie du liquide, pour en séparer l'acide hydrochlorique; l'addition de l'acide oxalique précipite la chaux, et enfin l'acide lactique reste dans la solution. En évaporant à siccité, et en

dissolvant le résidu dans l'eau, on peut encore le purifier davantage des parties d'oxalate de chaux restantes.

Propriétés. — Cet acide est d'une couleur brune, ayant un goût piquant et acide; il ne cristallise jamais, mais quand on l'évapore à siccité, il prend l'apparence d'un vernis qui est déliquescent à l'air. Il se boursouffle par la chaleur, dégage une odeur aigre, et laisse une grande quantité de charbon. Ses composés se nomment *lactates*, et sont solubles dans l'eau, mais ils ne cristallisent pas.

SECTION XXVI.

DE L'ACIDE DE LA LAQUE EN BATON.

On obtient cet acide de la laque, substance qui nous vient des Indes, et qui est une production animale. On connaît deux espèces de laques, la laque blanche et la laque en bâton.

Préparation. — En soumettant une partie de laque blanche à une chaleur capable de la faire fondre, elle dégage un liquide, aqueux rougeâtre de la valeur du quart de son poids. Ce liquide, filtré et purifié, constitue l'acide de cette laque; mais, par un autre procédé, on réduit de la laque en bâton en poudre, et on la fait digérer dans de l'eau, jusqu'à ce qu'elle ne la colore plus; la solution étant évaporée à siccité, on fait digérer le résidu dans de l'alcool; cette solution étant évaporée de même, on la met en digestion dans de l'éther, qui, étant évaporé à son tour, laisse une masse d'une couleur jaunâtre de la consistance du sirop. Cette masse étant redissoute dans l'alcool, auquel on ajoute un peu d'eau, il s'en précipite une petite partie de résine. L'acide de la laque, combiné à un peu de chaux et de potasse, reste dans la solution; on en sépare l'acide par le moyen du plomb, et le précipité formé étant décomposé par l'acide sulfurique, l'acide de la laque reste.

Propriétés. — Cet acide cristallise sous la forme de petites

aiguilles, d'une couleur jaunâtre, ayant le goût acide; il est soluble dans l'eau. Ses parties constituantes sont probablement les mêmes que dans les autres acides végétaux.

SECTION XXVII.

DE L'ACIDE GALLIQUE.

Cet acide s'obtient de la noix de galle, excroissance qui se produit sur une espèce de chêne d'où il dérive son nom. Le même acide existe aussi dans l'écorce et le bois d'autres végétaux.

Préparation. — A une quantité de noix de galles grossièrement pillées, on ajoute 6 parties d'eau pure; on laisse macérer l'infusion pendant deux semaines à la température de 70° à 80°; après l'avoir filtrée, on l'expose à l'air à une évaporation lente. Il se forme une pellicule gélatineuse à la surface, et des flocons muqueux se précipitent. La solution aura perdu son goût astringent pour en acquérir un d'acidité. A la fin de deux ou trois mois, il se sera formé, sur les côtés du vase, une croûte brune, couverte de cristaux brillans de couleur jaune grisâtre. On en trouve également sous la pellicule épaisse que recouvre le liquide; on enlève celui-ci, et on ajoute de l'alcool au précipité formé des cristaux et de cette pellicule. Par l'assistance de la chaleur, l'alcool dissout l'acide cristallisé, sans toucher au mucilage; après l'évaporation, on obtient l'acide gallique en petits cristaux brillans de couleur jaune grisâtre.

On peut obtenir cet acide plus facilement par la méthode indiquée par M. Deyeux. La noix de galle étant réduite en poudre, on introduit celle-ci dans un matras; par le moyen d'une chaleur lente et appliquée avec précaution, il se sublime une quantité de lames brillantes et cristallines, qui sont de l'acide gallique. Mais dans ce procédé, la chaleur doit être très-modérée et retirée avant qu'il se dégage une huile qui redissout à l'instant tous les cristaux formés.

La méthode de préparer cet acide, proposée par M. H. Davy, consiste à faire bouillir du carbonate de barite avec une solution de noix de galles. Le liquide prend une couleur d'un bleu verdâtre, et par l'addition de l'acide sulfurique faible, devient jaune; le sulfate de barite se dépose, et après avoir filtré la liqueur, si la terre de barite a été parfaitement saturée, on obtient une solution d'acide gallique pur.

Un quatrième procédé consiste à faire sécher les cristaux obtenus d'abord, et de les sublimer dans un vase de verre. On obtient ainsi des cristaux purs d'acide gallique, tandis que le tannin, avec lequel ils se trouvent toujours unis, reste.

Propriétés. — Cet acide pur cristallise en octahèdres transparens, ou en lames brillantes; le goût en est piquant, et lorsqu'on le chauffe, l'odeur est un peu aromatique, mais désagréable; il n'est pas altéré par son exposition à l'air; il est soluble dans 12 parties d'eau froide et dans les deux tiers de son poids d'eau bouillante; avec une chaleur modérée, il s'élève en vapeur; mais à chaque sublimation, il est en partie décomposé; il se convertit en acide carbonique, en hydrogène carburé et en eau, produits qui indiquent suffisamment sa composition. Il est décomposé par l'acide sulfurique concentré, qui en dépose du charbon.

Les parties constituantes de l'acide gallique sont l'oxigène, le carbone et l'hydrogène. Le carbone y domine plus que dans aucun autre acide végétal; ses composés se nomment *gallates*.

On fait particulièrement usage de ce réactif pour découvrir les substances métalliques qui se trouvent combinées dans les solutions d'autres corps. Ses effets sur les oxides métalliques sont très-nombreux par la différence de couleur des précipités qu'il forme. Les changemens sur les oxides sont d'autant plus grands, que ces oxides ont de facilité à dégager leur oxigène.

SECTION XXVIII

DE L'ACIDE HYDROCYANIQUE OU PRUSSIQUE.

L'acide hydrocyanique est un des plus importans de la chimie moderne. On a supposé que les anciens connaissaient le bleu de Prusse, mais il paraît que les belles couleurs qu'on admire dans les ruines d'Herculanum sont composées du bleu d'outre-mer et de l'azur de Cobalt.

Le bleu de Prusse fut découvert par accident, au commencement du 18e siècle. Le manufacturier Diesbach, de Berlin, voulant précipiter une décoction de cochenille, d'alun et de sulfate de fer, par un alkali, il emprunta à Dippel une quantité de potasse qui avait servi à préparer l'huile animale, qui est connue sous son nom; mais, au lieu d'un précipité rouge qu'il en espérait, il en obtint un d'un très-beau bleu. Considérant les substances qu'il avait mises en contact les unes avec les autres, il trouva qu'il pouvait obtenir le précipité bleu à volonté : cette couleur, dont on fit ensuite un très-grand commerce, prit le nom de bleu de Prusse, du nom du pays où elle fut découverte.

Préparation. — On prépare 8 hectogrammes d'alkali, par le moyen de la déflagration de quantités égales de nitrate de potasse et de tartre; on ajoute 4 hectogrammes de sang bien sec, et on calcine le mélange dans un creuset, au rouge, jusqu'à ce que les matières acquièrent une consistance pâteuse, et qu'il ne se dégage plus de vapeur; on projette cette matière dans 4 fois son poids d'eau, on fait bouillir légèrement, on décante et on lave de nouveau. Les solutions réunies, on évapore jusqu'à réduction d'un tiers. Cette liqueur a été appelée *eau alkaline phlogistiquée.*

On prépare ensuite une solution de deux hectogr. de sulfate de fer et de 8 hectogr. d'alun, dans 6 kilogrammes d'eau bouillante, et on fait le mélange avec la solution alkaline; il s'en suit une grande effervescence; le liquide devient gris,

tirant plus ou moins au bleu, et il se forme un précipité de la même couleur. Ce précipité étant séparé, on enfonce la couleur par l'acide hydrochlorique; on le lave à grande eau, et on le sèche. Tel était le procédé employé dans la préparation de cette couleur remarquable, avant que sa nature et sa constitution ne fussent bien connues (1).

La découverte de ses parties constituantes occupa tour-à-tour les chimistes les plus célèbres. Macques, Bergman et Scheele l'étudièrent particulièrement. Ce furent les décou-

---

(1) Toutes ces données sur la préparation du bleu de Prusse ne sont que des copies d'autres données insérées dans les anciens ouvrages, sans que les auteurs paraissent s'être donné la peine de les vérifier. Je me suis convaincu que le procédé suivi dans les fabriques de Paris est comme suit. On projette dans un creuset de fonte une quantité donnée de matières animales, dont moitié sang de bœuf desséché et moitié cornes; on ajoute 30 p. o/o de potasse de Dantzick, et on brasse ce mélange jusqu'à fusion complète des matières, le creuset étant toujours rouge. Lorsque les flammes sont entièrement passées, et que les matières sont pâteuses, on les projette, au moyen d'une cuiller, dans 8 parties d'eau à 80° centigr. On met quelque bois enflammé sous la chaudière, et bientôt on verse cette lessive dans un instrument nommé *bastringue*, où le charbon dépose; on décante le liquide clair, au moyen des robinets du bastringue, et on le porte dans une plus petite chaudière, où on le fait chauffer un peu. On enlève cette deuxième chaudière à la main, et on en verse le contenu dans un petit tonneau. Pendant la calcination, et au-dessus du creuset, est une troisième petite chaudière contenant une partie de sulfate de fer et 4 de sulfate d'alumine et de potasse (alun) dissoutes dans de l'eau; on fait le mélange dans le petit tonneau, et bientôt la fécule, qui doit devenir bleue après 24 jours de lavage, se dépose.

Pour cette opération, il faut constamment deux hommes, plus un troisième pour apprêter les matières.

Il est nécessaire d'ajouter quelques grammes d'oxide noir de fer dans le creuset, pendant la calcination des matières animales; les lessives sont toujours plus riches, moyennant cette précaution. Je donnerai dans une autre note la raison de ce changement.

(*Note du Traducteur.*)

vertes de ce dernier qui menèrent à une méthode pour en séparer la matière colorante.

On fait bouillir ensemble deux parties de bleu de Prusse en poudre, et un d'oxide rouge de mercure, dans six parties d'eau; la liqueur devient d'un jaune grisâtre; on filtre et on lave à l'eau bouillante. Le liquide est une solution de mercure combiné à la matière colorante, qui a un goût métallique, et qui ne précipite ni par les acides, ni par les alkalis : on le filtre à chaud; quand il est froid, on ajoute soixante-deux grammes de tournures de fer, et vingt-sept grammes d'acide sulfurique; on remue pendant quelques minutes, et le liquide devient noir par suite de la réduction du mercure; il perd alors son goût métallique, et produit une odeur particulière à la matière colorante. On décante dans une cornue, à laquelle est adapté un récipient, et on distille à une légère chaleur, jusqu'à ce que le quart du liquide soit passé. La liqueur qui est passée dans le récipient est ordinairement mêlée à une portion d'acide sulfurique, que l'on peut séparer en distillant une seconde fois, avec l'addition d'une petite quantité de chaux. L'acide hydrocyanique se trouve alors pur.

M. Gay-Lussac a proposé le procédé suivant : On prépare l'hydrocyanate de mercure en faisant bouillir l'oxide rouge de mercure avec du bleu de Prusse, et par l'évaporation, on obtient le sel cristallisé; on l'introduit dans une cornue tubulée, avec une partie d'acide hydrochlorique; mais moins qu'il n'en faudrait pour la décomposition complète du sel métallique. On adapte, au col de la cornue, un tube d'un demi pouce de diamètre, et de deux pieds de long, dont on remplit un tiers de fragmens de marbre, et le reste de chlorure de calcium sec. Le marbre servant à retenir une partie d'acide hydrochlorique qui se dégage, et le chlorure de calcium à retenir l'eau; on fait plonger le tube dans un petit récipient entouré d'un mélange frigorifique, et on applique une chaleur modérée à la cornue; l'acide vient se condenser sur le marbre, dont il se sépare pour passer dans le récipient par la chaleur. Ann. de Chim. 95.145.

Propriétés. — L'acide hydrocyanique est un liquide transparent et incolore, ayant l'odeur de fleurs de pêcher ou d'amandes amères. Le goût en est d'abord sucré, mais bientôt il devient acre et brûlant. Il n'affecte pas les couleurs bleues végétales ; il a une grande disposition à prendre la forme gazeuse, et se dissipe bientôt à l'air ; il entre en ébullition à la température de 26.67, et se congèle à — 15°. Soumis à une haute température, il se décompose, et l'action de la lumière le convertit en acide carbonique, en ammoniaque et en gaz hydrogène carburé. Il se combine difficilement avec les alkalis et les terres, qui sont facilement décomposés par l'action de l'acide carbonique. La faible portion de celui-ci, qui existe dans l'air atmosphérique, agit même sur l'acide prussique. Mais on compose très-facilement des sels triples avec cet acide; les bases alkalines et métalliques forment des combinaisons plus permanentes que les prussiates alkalins simples.

Les parties constituantes de l'acide hydrocyanique sont le carbone, l'azote et l'hydrogène.

Acide hydrocyaneux. — On suppose qu'il existe, avec une plus petite proportion d'oxigène dans sa composition; mais on pourrait croire aussi qu'il est formé d'une portion additionnelle de soufre, et des parties constituantes de l'acide hydrocyanique. L'acide qui se combine avec une base double, et qui forme des prussiates triples, est aussi supposé être différent de l'acide hydrocyanique; d'après les dernières recherches faites sur ce sujet, cet acide serait un composé d'oxide de fer et d'acide hydrocyanique.

CHAPITRE XIII.

DE L'ALCOOL, DE L'ÉTHER ET DES HUILES.

Les parties constituantes de ces trois substances sont le carbone, et principalement l'hydrogène ; mais dans quelques-

unes, il existe un composé triple de carbone, d'hydrogène et d'oxigène, quoique le dernier ne soit pas en assez grande proportion pour leur donner des qualités acides, ou bien ces qualités restent cachées par les proportions des autres parties. Ces corps approchent beaucoup des acides végétaux par leurs compositions; quelques-uns doivent être considérés comme des réactifs chimiques très-utiles, et il est de la plus grande importance d'en bien connaître les propriétés.

SECTION I.

DE L'ALCOOL.

Lorsque les matières végétales entrent en fermentation vineuse, le fluide se convertit en vin ou en bière : ce vin étant distillé, produit un liquide transparent que l'on nomme alcool, esprit de vin, ou esprit ardent, qui diffère en goût, en couleur et en force, suivant la nature des matières dont on l'extrait. On le distingue par différens noms. L'eau-de-vie est le produit de la distillation du jus fermenté du raisin; le rhum, de celui de la canne à sucre, et le genièvre, de celui des substances farineuses; tous ces produits sont composés d'alcool ou d'esprit-de-vin pur, d'eau et d'une substance résineuse, animale, qui lui donne une odeur particulière.

On ne trouve aucune trace de l'existence de l'alcool dans les écrits des anciens, on suppose qu'il était connu dans les âges obscurs, mais sa préparation du vin, et même la découverte de l'alcool, est attribuée à Arnould de Villenove, professeur de chimie à Montpellier, vers la fin du treizième siècle.

L'alcool, extrait du vin et de la bière, est un mélange d'alcool, d'eau, et d'une matière huileuse colorante. Pour le purifier de ces substances, on le distille plusieurs fois; après la première distillation, on le nomme esprit rectifié, mais il retient toujours une certaine quantité d'eau. Pour l'en séparer, on le distille au bain marie, jusqu'à ce qu'un quart de la quantité soit passé, et on répète le même procédé plusieurs

fois, en ne prenant jamais que la moitié du produit distillé. Les différens produits étant mélangés, on les distille à une chaleur modérée, jusqu'à ce que la moitié ait passé dans le récipient.

Après ces distillations répétées, l'alcool retient toujours une certaine quantité d'eau. On a proposé plusieurs procédés pour séparer cette eau; par l'addition de substances qui ont une forte attraction pour elle, et qui sont presque insolubles dans l'alcool. Pour cet effet, on emploie du sel de tartre calciné et réduit en poudre; mais on l'obtient dans un état plus pur encore, en le traitant par le chlorure de calcium réduit en poudre : ce sel doit être mis, encore chaud, dans une cornue, dans laquelle on verse ensuite, et par intervalles, l'alcool le plus purifié, égal en poids à la chaux; il se produit une grande chaleur, provenant sans doute de la condensation de l'eau dans le composé salin; on met la cornue dans un bain de sable, et on distille. Le sel et l'alcool forment une solution épaisse ; on verse la première partie qui passe dans la cornue, ensuite on distille jusqu'à siccité.

Propriétés. — L'alcool est une liqueur transparente et incolore; ses qualités enivrantes sont bien connues. La pesanteur spécifique de l'alcool rectifié, est rarement moins de 0.837, l'eau étant prise pour 1.000 : le plus fort que l'on puisse obtenir par la distillation, est de 0.820; mais d'après le procédé décrit ci-dessus, pour la séparation de l'eau, on l'a réduit à 0.792. Il entre en ébullition à 80° centigr., et lorsqu'il est très-fort, le degré en est moins élevé; dans le vide, il s'élève en vapeur à la température de 13° 33; il reste fluide à 68° sous 0, son point de congellation est à — 79, suivant M. Hutton; mais comme il n'en a pas donné le procédé, ce fait reste indécis. Quand on fait passer l'alcool dans un tube rouge de porcelaine, il se décompose et se convertit en gaz acide carbonique, en gaz hydrogène carburé et en eau. Ces produits indiquent que l'alcool est composé d'hydrogène 14, de carbone 52, et d'oxigène 34.

Une petite partie de phosphore se dissout dans l'alcool,

qui rend une odeur de gaz hydrogène phosphuré. Si on verse cette solution dans l'eau *guttatine* et pendant la nuit, il s'opère des apparences lumineuses à sa surface. L'alcool et le soufre ne s'unissent qu'à l'état de vapeur; ils produisent un liquide rouge lorsqu'on les condense; lorsque l'alcool est très-fort, il en dissout aussi une petite partie à l'état liquide, et on en précipite le soufre par l'addition de l'eau. Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique décomposent l'alcool, et produisent un liquide particulier connu sous le nom d'éther.

L'alcool se combine avec l'eau en toutes proportions; l'augmentation de la température, qui a lieu pendant le mélange, prouve qu'il y a condensation dans les deux liquides. La densité varie suivant la proportion qui existe en combinaison, et en conséquence de cette variation, il devient important de s'assurer de la quantité d'alcool qui existe réellement dans les liqueurs spiritueuses. On a inventé pour cet objet des instrumens nommés hydromètres, et l'on a construit des tables des valeurs correspondantes.

L'alcool est très-important en chimie, parce que plusieurs sels qui y sont solubles, peuvent par son intermède, être séparés d'autres sels qui y sont insolubles.

SECTION II.

DE L'ÉTHER.

L'alcool est décomposé par différens acides, et on obtient pour produit un liquide odorant, très-différent parfois des propriétés de l'alcool ou de l'acide employés. L'éther a reçu différens noms suivant les acides employés dans sa préparation, comme éther nitrique, éther sulfurique, etc., etc.

1. *De l'éther sulfurique.*

Le moyen de l'obtenir fut publié à Nuremberg, vers l'année 1540; mais ce ne fut que vers le dix-huitième siècle que ses propriétés et sa nature furent bien connues.

Préparation. — On met dans une cornue parties égales d'acide sulfurique concentré et d'alcool; pour empêcher l'action violente, on a soin d'ajouter l'acide par intervalles; on fait chauffer du sable et on y place la cornue, que l'on fait communiquer à un récipient dont la tubulure est garnie d'un tube à trois branches qui plonge dans l'eau ou dans le mercure. C'est par ce tube que les gaz qui ne sont pas condensés, se dégagent. On applique des linges mouillés autour du récipient. Lorsque le liquide entre en ébullition, l'éther se produit et passe dans le récipient; on continue l'ébullition, jusqu'à ce qu'il s'élève des fumées blanches dans la cornue, ou bien, jusqu'à ce qu'on sente l'odeur de l'acide sulfureux; on enlève alors le récipient. L'éther se trouve toujours mêlé à un peu d'acide sulfureux; pour l'en purifier, on y ajoute un peu d'oxide noir de manganèse, et on remue ce mélange pendant 24 heures; on sépare le liquide clair, et on distille au bain marie, jusqu'à ce que la moitié ait passé. On a également recommandé une certaine quantité de chaux délitée pour la séparation de l'acide sulfureux.

Propriétés. — L'éther sulfurique est un liquide transparent, incolore, d'une odeur pénétrante et suave, et d'un goût piquant; il est plus léger que l'alcool, sa pesanteur spécifique n'étant que de 0.758, ou, lorsqu'il est le plus rectifié possible, elle est 0.715. A l'air libre, il bout à 26°.67 centig., et dans le vide, à la température ordinaire. Il brûle rapidement à l'air libre avec une flamme blanche. Réduit à la température de — 60, il cristallise en se congelant. Lorsqu'il est passé dans un tube rouge de porcelaine, on obtient du gaz hydrogène carburé par la décomposition.

Les parties constituantes de l'éther sulfurique sont 14 d'hydrogène, 18 d'oxigène et 68 de carbone.

L'éther dissout une petite quantité de phosphore; la solution est transparente, mais devient laiteuse par l'addition de l'alcool. Il dissout aussi une partie de soufre, et cette solution prend l'odeur et le goût du gaz hydrogène sulfuré. L'acide sulfurique convertit l'éther en une liqueur parti-

culière que nous désignons par le nom de *huile douce de vin.*

2. *Éther nitrique.*

L'acide nitrique a une action plus violente encore sur l'alcool, que l'acide sulfurique; il est même nécessaire d'en modérer l'effet en refroidissant le mélange. Le premier procédé praticable qui ait été proposé pour préparer l'éther nitrique, fut publié en 1742 par M. Navier de Châlons.

Préparation. — On introduit 12 parties d'alcool pur dans une forte bouteille, que l'on place dans un mélange frigorifique. On ajoute par parties, 8 d'acide nitrique concentré et on agite le mélange à chaque addition. On bouche la bouteille et on garantit le bouchon par un cuir. On place la bouteille dans un endroit écarté où il ne puisse résulter aucun accident par sa fracture. En peu d'heures, il s'élève des bulles du fond de la bouteille, et il se forme une couche d'éther à la surface du liquide. Lorsque l'action, qui dure à-peu-près six jours, paraît diminuer, on perce le bouchon avec une aiguille, pour faciliter la séparation de l'acide nitreux; lorsque cette séparation est terminée, on enlève le bouchon, et l'on transvase l'éther, qui, par sa plus grande légèreté, surnage, et permet de le décanter du liquide restant.

Le procédé indiqué par le docteur Black est environné de moins de danger. Il introduit d'abord l'acide nitrique dans une bouteille, sur laquelle il établit avec précaution une couche d'eau, et puis l'alcool, qui surnage par sa légèreté. Les proportions sont 4 parties d'acide nitrique concentré, 3 parties d'eau et 6 parties d'alcool. La bouteille contenant le mélange est placé dans de la neige, et le bouchon ne doit être que faiblement mis, par crainte d'un dégagement subit des fluides élastiques; il peut même être soutenu par un ressort qui permette le dégagement et reprend sa place après cette opération. Par ce moyen, le mélange se fait le plus

graduellement possible, et en huit ou dix jours, on obtient 3 parties d'un éther nitrique très-fort.

Quel que soit le procédé qu'on emploie, il est toujours mêlé à un peu d'alcool et d'acide, dont il faut le purifier; on y parvient en le distillant avec de la potasse; on distille jusqu'à ce que la moitié du premier éther soit passée; puis on le distille de nouveau avec un cinquième de son poids d'acide nitreux; on en laisse passer les deux tiers, que l'on rectifie ensuite par un alkali.

Propriétés. — L'éther nitrique est d'une couleur jaune; l'odeur en est plus forte et moins agréable que celle de l'éther sulfurique; le goût en est aussi plus piquant; il brûle avec une flamme plus brillante, et produit des fumées plus épaisses. Quand on le tient long-tems renfermé, il se forme de l'eau, tenant en dissolution une partie d'acide oxalique qui occupe le fond du vase. Il est plus volatil que l'éther sulfurique. Quand on le garde pendant quelque tems, il se forme aussi du gaz nitreux, et enfin, lorsqu'on le fait passer dans un tube rouge de porcelaine, on obtient pour produits de l'acide carbonique, du charbon, du gaz nitreux et quelques autres substances. Cette décomposition indique les parties constituantes de l'éther nitrique qui, suivant M. Thénard, sont 48.52 d'oxigène, 28.45 de carbone, 14.49 d'azote et 8.54 d'hydrogène.

3. *De l'éther muriatique.*

On a recommandé deux méthodes pour la préparation de cet éther. Dans la première, on fond du sel ordinaire pour le priver de son eau de cristallisation; on en met 20 parties dans une cornue tubulée, communiquant à un appareil de Woulf, où on a introduit 10 parties de l'alcool le plus fort. On ajoute 10 parties d'acide sulfurique concentré dans la cornue, par parties, tandis qu'on laisse dégager l'air du flacon de Woulf; on place ce flacon dans un mélange réfrigérant, et la cornue dans un bain de sable; on distille jus-

qu'à ce que l'acide hydrochlorique se dégage, et vienne saturer l'alcool; on distille de nouveau le produit jusqu'à ce qu'on en obtienne à-peu-près la moitié; enfin on lave cette dernière partie avec un alkali; et on en sépare l'éther qui surnage.

Dans l'autre procédé, on met ensemble des proportions égales d'acide hydrochlorique et d'alcool très-forts dans une cornue. Pour diminuer la violence de l'action, on y ajoute quelques grains de sable pur; on fait communiquer par un tube à une bouteille à trois tubulures; on place un tube de sûreté au milieu, et on conduit les gaz excédens par la troisième dans une cuve hydropneumatique. Par l'application de la chaleur, il passe dans le récipient une partie d'alcool, d'acide et d'eau; mais l'éther se dégage à l'état de gaz, que l'on recueille dans d'autres vases.

Propriétés. — Le gaz d'éther muriatique est incolore; il a un goût agréable et l'odeur de l'éther sulfurique. Il devient liquide à la température de 46°66 centigr.; il est incolore, et a le goût et l'odeur semblable au gaz qui le produit. Il est extrêmement volatil, car à 17°.78 centigr., il prend la forme élastique. Il brûle avec une flamme verdâtre; pendant la combustion, il se dégage de l'acide hydrochlorique à l'état de vapeur.

Les parties constituantes de l'éther muriatique, suivant les analyses de M. Thénard sont: acide muriatique, 29.44; carbone, 36.61; oxigène, 23.31, et hydrogène, 10.64.

4. *De l'éther acitique.*

Il a été produit en premier lieu en distillant un mélange d'acide acétique et d'alcool. On distille des quantités égales d'alcool et d'acide acétique très-fort, tel qu'on l'obtient de l'acétate de cuivre; et on répète deux fois la distillation sur le produit qu'on obtient. A la troisième opération, on a un mélange d'acide acétique et d'éther; on ajoute de la potasse pour saturer l'acide, et une nouvelle distillation produit l'éther à l'état de pureté.

Dans un autre procédé, on fait un mélange de 15 parties d'acétate de plomb, 6 parties d'acide sulfurique concentré, et 9 parties d'alcool; on distille jusqu'à ce que le produit équivaille au tiers, et ce produit étant lavé avec le tiers de son volume d'eau de chaux, on peut séparer l'éther qui surnage.

Propriétés. — Cet éther est semblable aux autres dans plusieurs de ses propriétés. Le goût est différent, et a une légère odeur acétique. Il entre en ébullition à $71^{\circ}.11$ centigr., brûle avec une flamme jaune blanchâtre, et laisse dégager l'acide acétique pendant la combustion. Il est probable que c'est un composé d'acide acétique et d'alcool, dont les propriétés de l'acide sont cachées; il en résulte que ses parties constituantes sont le charbon, l'hydrogène et l'oxigène.

On a aussi formé de l'éther par les autres acides, qui ont tous une propriété commune dans leurs actions sur l'acool; on a même supposé que les éthers étaient à-peu-près les mêmes, et auraient les mêmes propriétés, sans les matières étrangères qui y sont mêlées, et qui proviennent ou de l'acide, ou de l'alcool employés à leur formation.

SECTION III.

DES HUILES.

Les huiles, si répandues dans la nature, se distinguent par leur combustibilité, leur insolubilité dans l'eau et leur fluidité. Elles sont d'une utilité très-connue dans l'économie domestique et dans les arts. Les propriétés des différentes espèces d'huiles forment une division naturelle de classement, en huiles fixes ou grasses, et en huiles essentielles ou volatiles. Les premières requièrent une température très-élevée pour les réduire à l'état de vapeur, mais les secondes se volatilisent à la température de l'eau bouillante, et même plus bas.

1. *Des huiles fixes.*

On peut les obtenir de matières animales ou végétales.

L'huile de baleine s'obtient des énormes cétacés qui habitent les mers glaciales; elle existe aussi dans les œufs des gallinacés; on l'obtient de même des graines de différentes plantes bilobées. Les huiles de lin et d'amandes en sont des exemples; on les exprime de ces substances par une forte pression.

Ces huiles sont généralement à l'état liquide, d'une consistance visqueuse; le toucher en est gras; elles sont douces ou insipides au goût. Quand elles sont pures, elles sont inodores, d'une couleur grise jaunâtre et insolubles dans l'eau. Elles tachent le papier, et leur point d'ébullition est à 315.55 centigr.

Quand on les expose à l'air, ces huiles subissent des changemens particuliers; quelques-unes s'épaississent; de leur couleur blanche, elles deviennent opaques ou grumelées, en prenant la consistance du suif. On les appelle alors des huiles grasses, comme l'huile d'olive. D'autres, par leur exposition à l'air, sèchent tout-à-fait en retenant leur brillant; cette particularité les fait distinguer par le nom d'huiles siccatives. On augmente même cette propriété, comme dans l'huile de graines de lin, en la traitant par la litharge (oxide de plomb), avant de l'employer dans la peinture. Mais beaucoup d'huiles fixes se décomposent par l'exposition à l'air, et acquièrent de la rancidité. Pendant ces changemens, la couleur, l'odeur et le goût, diffèrent, et elles acquièrent des qualités acides.

Le phosphore se dissout dans les huiles fixes par le moyen de la chaleur, et leur communique des propriétés lumineuses; le soufre se combine de même, et la solution, qui est rougeâtre, prend le nom de rubis de soufre; par le refroidissement, le soufre cristallise en octahèdres. Le mélange a une odeur fétide particulière, et produit une grande quantité de gaz hydrogène sulfuré par la distillation.

L'acide sulfurique concentré décompose les huiles fixes; il se forme de l'eau avec un précipité de charbon. L'acide nitrique les épaissit, et un mélange d'acide nitreux et d'acide sulfurique concentré produit leur inflammation.

2. *Des huiles volatiles.*

Ce qui les distingue particulièrement des huiles fixes, c'est leur volatilité, leur agréable odeur, et leur goût âcre. On les appelle aussi huiles aromatiques, huiles essentielles ou simplement essences.

On trouve l'huile volatile dans toutes les parties de la plante, excepté la graine; on l'extrait par la simple expression, quand elle est abondante; et elle se dépose en petits globules à l'état fluide, comme dans l'écorce d'orange et de citron. Dans la plupart des cas, cependant, on soumet à la distillation les substances qui produisent ces sortes d'huiles. Après les avoir laissé macérer pendant quelques heures dans l'eau, on les introduit dans un alambic avec l'eau; on applique une chaleur modérée jusqu'à l'ébullition. L'eau s'élève en vapeur, entraînant l'huile volatile, et on la reçoit dans des vases. L'huile se rassemble à la surface de l'eau, dont on peut aisément la séparer.

Propriétés. — Ces huiles se distinguent par leur agréable odeur; quelques-unes sont épaisses et visqueuses, congèlent et prennent une consistance solide et grumelée; d'autres sont susceptibles de cristallisation. Quelques-unes sont presque incolores, et d'autres sont bleues ou vertes; cependant les couleurs jaune et rougeâtre dominent. Le goût en est âcre, chaud et même caustique; la pesanteur spécifique en est généralement moindre que celle de l'eau.

La lumière augmente la couleur et la pesanteur spécifique des huiles volatiles. Elles évaporent facilement lorsqu'on les expose à la chaleur, et brûlent avec une flamme blanche très-brillante et un dégagement considérable de fumée. Exposées à l'air, elles foncent en couleur, deviennent visqueuses, et exhalent une odeur très-forte. Beaucoup de ces huiles se convertissent en résines, par l'absorption de l'oxigène de l'air; elles sont légèrement solubles dans l'eau, et lui communiquent une odeur particulière.

Le phosphore se dissout dans les huiles volatiles; la solution est lumineuse dans l'obscurité, très-fétide, et dégageant du gaz hydrogène phosphuré par la chaleur. Le composé du soufre et des huiles volatiles, connu autrefois sous le nom de *baume de soufre*, dégage du gaz hydrogène sulfuré par la chaleur.

L'acide sulfurique concentré produit une couleur brune, et augmente la visquosité des huiles essentielles. Elles sont en partie décomposées avec un dépôt de charbon. L'acide nitreux produit une déflagration instantanée, et les convertit en eau et en acide carbonique; il reste un dépôt considérable de charbon.

Quelques-unes de ces huiles sont employées en médecine, et un plus grand nombre dans la parfumerie; enfin elles sont d'un usage très-étendu dans les procédés du vernisseur, qui les emploie comme fondans des substances nécessaires à ses compositions.

Le haut prix de quelques-unes des huiles essentielles a engagé les fabricans de les mélanger avec d'autres substances. Quand une huile volatile est combinée avec une huîle fixe, on peut s'en convaincre par une expérience facile. Une goutte de cette huile, mise sur papier et exposée au feu, sera volatilisée, si elle est pure; ou laissera une marque de graisse, si elle est composée. L'huile de térébenthine, ajoutée aux huiles volatiles, se découvre par l'odeur; et quand la falsification est faite au moyen d'une addition d'alcool, on s'en rendra raison en y ajoutant un atome d'eau qui y produira une apparence laiteuse.

CHAPITRE XIV.

DES ALKALIS.

Le mot *alkali* dérive de *kali*, nom arabe de la plante de laquelle on extrait cette substance; la particule *al* n'est

que la préposition qui démontre la valeur de la plante. Trois substances, la potasse, la soude et l'ammoniaque, montrent les caractères particuliers des alkalis, et se distinguent par les propriétés suivantes : Leur goût est désagréable, caustique; ils changent les infusions bleues des végétaux en vert; ils se combinent avec l'eau dans toutes les proportions; ils ont une grande affinité pour les acides; ils fondent à une chaleur modérée; et lorsqu'ils sont soumis à une température plus élevée, ils passent à l'état de vapeur.

On distingue les alkalis en *fixes* et en *volatils :* la potasse et la soude sont nommées alkalis fixes, parce qu'il faut que la température soit très-élevée pour qu'ils se convertissent en vapeur. L'ammoniaque est nommé alkali volatil, parce qu'elle se volatilise à une chaleur très-modérée.

Composition des alkalis. — On avait souvent conjecturé que les alkalis n'étaient pas des substances simples; mais on n'était pas parvenu à connaître leur composition, lorsqu'en 1807 les brillantes découvertes de M. Davy vérifièrent ces doutes, et prouvèrent, au moins à l'égard des alkalis fixes, qu'ils sont composés d'oxigène et d'une base métallique.

De la potasse. — Si on soumet à l'action du galvanisme, entre deux disques de platine, un morceau de potasse pure, suivant le procédé détaillé dans la section suivante, et légèrement humectée d'eau, elle entrera bientôt en fusion; le gaz oxigène passera au pâle positif, tandis que de petits globules métalliques paraîtront au pôle négatif. Ces globules sont la base métallique de la potasse, qui a reçu le nom de *potassium.* Mais comme le potassium que l'on obtient par cette décomposition est en très-petite quantité, et que le procédé est dispendieux, on a cherché des moyens plus économiques. Suivant l'un de ces procédés, on obtient le potassium par la déflagration de la potasse avec le charbon. Mais la meilleure manière est de calciner une quantité de tournure de fer à blanc, dans un canon de fusil percé, et de mettre en contact la potasse déja en fusion avec la tournure de fer; le potassium se dégage en forme de vapeur; on le recueille à l'ex-

trémité opposée du tube, que l'on refroidit pour condenser les vapeurs. La propriété de cette opération est suffisamment démontrée. Le fer et le charbon, à une haute température, privent la potasse de son oxigène; et la base métallique, mise à nu, prend la forme d'un fluide élastique qui se solidifie dès qu'il est mis en contact avec un corps froid.

Propriétes du potassium. — Le potassium est blanc comme l'argent nouvellement coupé; il a une apparence cristalline, et il devient doux à la température de 0° centigr., malléable à 10°, et liquide à 37° 78. Il est remarquable par son peu de pesanteur spécifique, qui est de 8 à 9, l'eau étant prise pour 10. Exposé à l'air, il se ternit en peu de tems, et en se combinant avec l'oxigène, il forme un oxide de potassium. On doit le conserver sous l'huile de naphte, seule substance qui puisse le préserver sans altération. Lorsqu'on le projette sur l'eau, il agit avec violence, surnage, et brûle en répandant une belle lumière qui est mélangée de blanc, de rouge et de violet; l'eau est décomposée; l'hydrogène se dégage, et l'oxigène, en se combinant avec le potassium, forme la potasse, qui s'y dissout, et produit une solution alkaline.

Le potassium se combine promptement avec le phosphore et le soufre; avec le premier, il forme un phosphure qui brûle à l'air, et se convertit en phosphate de potasse; dans sa combinaison avec le soufre, la lumière et la chaleur se dégagent; et quand le sulfure est exposé à l'air, il se change de suite en sulfate de potasse.

Ces propriétés et ces combinaisons sont des preuves satisfaisantes que la potasse est un corps composé. Les proportions de ses parties constituantes sont de 86 de potassium et de 14 d'oxigène.

De la soude. — La soude a été décomposée de la même manière que la potasse, et on a donné le nom de *sodium* à sa base métallique.

Propriétés du sodium. — Le sodium, dans quelques-uns de ses caractères, est analogue au potassium; il est blanc comme l'argent, il a le même brillant; il fond à la température de

93° 33 centigr., et requiert une chaleur rouge pour se vaporiser. Sa pesanteur spécifique est entre 9 et 10; il se ternit à l'air, et se couvre d'une pellicule de soude; sa lumière est brillante lorsqu'il est chauffé dans le gaz oxigène; et quand on le projette sur l'eau, il produit une effervescence, mais ne s'enflamme pas; il nage à la surface, diminue graduellement, et forme une solution de soude.

L'action du sodium est, en général, beaucoup moins forte sur les autres substances que celle du potassium. Il se combine avec le soufre et avec le phosphore, et ces composés ont des propriétés analogues aux combinaisons semblables du potassium.

Les parties constituantes de la soude sont 78 de sodium et 22 d'oxigène; il paraît que le sodium se combine avec l'oxigène dans deux proportions, et forme deux oxides.

De l'ammoniaque. — Deux des parties constituantes de l'ammoniaque, l'hydrogène et l'azote, sont connues depuis long-tems; mais, après la découverte de la composition des alkalis fixes, on conjectura que l'ammoniaque, ou alkali volatil, possédant des propriétés analogues, pouvait être constituée comme eux. Cette conjecture fut en quelque façon confirmée par une expérience galvanique, dans laquelle le mercure sembla entrer en combinaison avec la base métallique de l'ammoniaque, et former un amalgame. On donne le nom d'*ammonium* à cette base. Si 38.237 environ de mercure sont placés dans un morceau de sel ammoniaque légèrement humecté d'eau, et si, au moyen d'une lame de platine, le sel ammoniaque soit mis en communication avec le pôle positif de la batterie galvanique, et qu'un fil de platine venant du pôle négatif soit mis en contact avec le mercure, il se produit une forte effervescence avec dégagement de chaleur. Le mercure augmente de volume, et prend l'apparence d'un amalgame de zinc; à la température de 21° 11 ou 26° 67 centigr., il est d'une consistance molle, et lorsqu'on le réduit à une température de 0°, il prend une apparence cristalline. A l'air ouvert, il se couvre promptement d'une

enveloppe de carbonate d'ammoniaque; et lorsqu'on le tient dans une quantité d'air donnée, il en augmente de volume pendant que le gaz ammoniaque et une partie du gaz oxigène se dégagent, et que le mercure est ravivé. Mais on n'a point fait encore d'expérience qui établisse sûrement l'analogie de composition entre l'ammoniaque et les alkalis fixes.

SECTION I.

DE LA POTASSE ET DE SES COMPOSÉS.

La potasse, premièrement nommée alkali fixe végétal, parce qu'on l'obtient des végétaux, est connue dans le commerce sous différens noms. On l'appelle potasse, parce qu'elle est préparée dans des pots de fer, et pearl-ash de son apparence, après une plus grande purification; enfin sous le nom de crême de tartre. Mais elle est loin d'être pure sous ces différens états. La potasse du commerce est généralement obtenue des cendres de bois; la plus grande quantité de ce qu'on en emploie en Angleterre, est importée de la Russie et du nord de l'Amérique, où le bois est abondant.

Purification. — La potasse du commerce est généralement mêlée de substances étrangères, ou est combinée avec l'acide carbonique, duquel il est nécessaire de la séparer pour plusieurs usages. On peut la purifier par le procédé suivant : La potasse étant mêlée avec le double de son poids de chaux vive, et 8 ou 10 fois son poids d'eau distillée, on fait bouillir le mélange pendant deux ou trois heures dans un vase de fer; on le tient ensuite pendant 48 heures dans un vase clos, et on l'agite de tems en tems; on le filtre et on le fait bouillir dans un vase d'argent jusqu'à ce qu'il prenne la consistance du miel : on ajoute une quantité d'alcool égale à-peu-près au tiers du poids de l'alkali employé, on fait bouillir pendant quelques minutes, on met le tout dans une bouteille, et après qu'il est refroidi, il se sépare en trois différentes parties; les matières solides se déposent au fond; une solution aqueuse

de carbonate de potasse est au milieu ; au-dessus, est un liquide d'un brun rougeâtre qui est une solution de potasse dans l'alcool; on la décante soigneusement, et on l'évapore rapidement dans une bassine d'argent ou de cuivre étamé, jusqu'à pellicule. On enlève cette dernière, et on verse la solution dans un vase de porcelaine; elle devient solide par le refroidissement; on la brise en morceaux et on la met dans des vases clos. Ce procédé est parfait; si on distille la solution d'alcool dans un alambic d'argent, l'alcool se sépare, et la potasse reste pure.

On peut obtenir de la potasse pure en faisant bouillir, dans un vase de fer étamé, parties égales de potasse purifiée, de marbre blanc, ou d'écailles d'huitres calcinées, avec une quantité suffisante d'eau. On passe la lessive à travers un linge, et on la réduit en la faisant bouillir jusqu'à ce qu'elle contienne à-peu-près moitié de son poids d'alkali caustique. On la passe encore au filtre, et on la met dans un flacon de verre; lorsqu'elle devient claire, on la transvase et on la conserve ainsi pour être employée à l'état liquide.

Propriétés. — La potasse est blanche, fragile et cristalline; son goût est très-acre; elle est si corrosive qu'elle détruit l'épiderme des substances végétales et animales. Sa pesanteur spécifique est 1.7.

Elle fond lorsqu'on la chauffe au rouge, et se sublime en forme de vapeurs blanches. L'eau en dissout deux fois son poids : sa solution est incolore et transparente, et approchant de la consistance de l'huile. Le soufre s'unit avec la potasse et forme un sulfure; elle se combine promptement avec les acides, et quelques-uns de ses composés sont d'une grande importance.

La potasse est soluble dans l'alcool, et la solution est d'une couleur rouge; elle s'unit promptement avec les huiles grasses, et forme avec elles le savon; elle se combine aussi, mais moins bien, avec les huiles volatiles; les composés qu'elle forme avec elles, sont aussi d'une nature savonneuse.

Sulfure de potasse. — Si on triture, dans un mortier de

verre, une partie de potasse et trois de soufre, le mélange acquiert de la chaleur, prend une teinture verdâtre, et répand une odeur fétide d'ail; il attire l'humidité de l'air, et est presque entièrement insoluble dans l'eau. Mais si deux parties de potasse et une de soufre sont mêlées ensemble, et fondues dans un creuset, on obtient un sulfure de potasse. Cette substance fut primitivement nommée *foie de soufre* à cause de sa ressemblance avec le foie des animaux. Quand la fusion est complète, on met la masse sur une table de marbre, et on la couvre pour la préserver de l'air; lorsqu'elle est refroidie, on la brise, et on la conserve dans des vases clos.

Propriétés. — Le sulfure de potasse est d'une couleur brune luisante; ses cassures sont quelque peu vitrées; son goût est amer et acre; il fait des marques noires sur la peau lorsqu'on le touche : il change en vert les couleurs bleues végétales. Il se sublime à vase clos à une forte chaleur, et la potasse reste pure au fond du vase.

Hydro-sulfure de potasse. — Lorsque le sulfure de potasse est exposé à l'air, il en absorbe l'humidité; il prend une couleur verte, et exhale l'odeur fétide du gaz hydrogène sulfuré; l'eau qui a été absorbée, est décomposée; son hydrogène, combiné avec une portion de soufre, forme le gaz hydrogène sulfuré. Cet hydro-sulfure s'obtient, soit en saturant une solution de potasse, ou en dissolvant le sulfure de potasse dans de l'eau, et évaporant la solution; alors l'hydro-sulfure est obtenu en cristaux qui affectent la forme d'un hexaèdre régulier. Il n'a pas d'odeur, mais son goût est alkalin et très-amer; exposé à l'air, il en attire l'humidité et répand une odeur fétide; il est soluble dans l'eau et dans l'alcool : pendant la solution, la température baisse beaucoup. Les acides y produisent une violente effervescence, et dégagent l'hydrogène sulfuré sans faire déposer le soufre.

Du sulfure hydroguré de potasse. — Si on verse l'hydrosulfure de potasse sur le soufre, ce dernier est dissous sans l'aide de la chaleur; le liquide prend une couleur brune et constitue le sulfure hydroguré. Le même composé peut être

formé en faisant bouillir un mélange de potasse pure et de soufre dans de l'eau : le liquide est d'une couleur rouge-foncé tirant sur le brun; le goût est âcre et quelque peu rafraîchissant, quelquefois il est sans odeur; mais après avoir été gardé, il répand l'odeur du gaz hydrogène sulfuré. Ce composé a un pouvoir très-actif sur plusieurs substances, et particulièrement sur les métaux; il absorbe promptement l'oxigène quand il est exposé à l'air, et, lorsqu'il est gardé dans des vases clos, il dépose le soufre, le liquide devient transparent, et l'odeur se dissipe.

Du sulfate de potasse. — Ce sel est un composé d'acide sulfurique et de potasse. On le distinguait autrefois par des noms différens, comme sel de duobus, sel polychreste ou sel de plusieurs vertus, arcanum duplicatum, ou double secret; plus tard on l'a nommé tartre vitriolé; et dans la nouvelle nomenclature il a reçu le nom de sulfate de potasse.

Suivant les principes de la nomenclature actuelle, le nom des sels composés d'acides et d'alkalis avec une base métallique ou terreuse, exprime leur composition. Deux mots sont employés; le premier, dérivé de l'acide, est le terme générique, et le second, donné par la base, distingue l'espèce. Ainsi, sulfate de potasse indique le composé de l'acide sulfurique et de la potasse; dans ce cas, le terme générique finit en *ate*; mais quand les acides, au minimum d'oxigène, comme l'acide sulfureux, se combinent avec des bases, le terme générique se termine en *ite*, comme sulfite.

Dans plusieurs cas, les acides et leurs bases s'unissent dans des proportions différentes. Quelquefois l'acide est en excès, et quelquefois la base; par exemple, si l'acide sulfurique est en plus petite proportion que dans le sulfate de potasse, le mot *sous* précède le nom, comme *sous-sulfate de potasse.* Lorsqu'il y a excès d'acide, on l'exprime par le mot *sur*, comme *sur-sulfate de potasse.*

Le sulfate de potasse est préparé, soit par la combinaison directe de l'acide sulfurique et de la potasse, soit par la décomposition d'autres sels qui ont la potasse pour base, avec

l'acide sulfurique, qui, au moyen de son extrême affinité pour la potasse, se combine avec elle et forme un nouveau composé. Quand la solution est purifiée et évaporée, le sel est obtenu en cristaux; mais ils ne sont réguliers que lorsque l'évaporation est lente.

Propriétés. — La forme des cristaux de ce sel est le prisme hexaèdre régulier terminé par deux pyramides hexaèdres, le goût en est désagréablement amer; la pesanteur spécifique est de 24 à 26. Une partie de ce sel est soluble dans 16 fois son poids d'eau à 15°,56 centigr., et seulement dans 5 fois son poids d'eau bouillante. Il ne change pas à l'air; il décrépite sur des charbons incandescens; à une chaleur rouge, il fond, et se convertit en une sorte d'émail. Exposé à une chaleur rouge avec le gaz hydrogène ou le carbone, sa décomposition a lieu et il forme un sulfure de potasse: l'hydrogène et le carbone s'unissent avec l'oxigène de l'acide, et laissent le soufre en combinaison avec la potasse. L'acide sulfurique, à l'aide de la chaleur, forme avec ce sel un autre composé dans lequel l'acide est en excès.

Les parties constituantes du sulfate de potasse, selon l'analyse qui en a été faite par plusieurs chimistes, sont de 43 à 47 d'acide et de 53 à 57 de base. On suppose qu'il est privé d'eau de cristallisation.

Ce sel était autrefois employé en médecine, et on lui attribuait des vertus extraordinaires.

Sur-sulfate de potasse. — Ce composé salin est obtenu en chauffant dans un matras trois parties de sulfate de potasse avec une partie d'acide sulfurique concentré. Ses cristaux forment de longues aiguilles flexibles; son goût est chaud et âcre; il devient presque opaque lorsqu'on l'expose à l'air; il requiert deux parties d'eau froide, et moins que son propre poids d'eau bouillante pour sa solution: il fond promptement par l'application de la chaleur; il a l'apparence d'une huile épaisse, et, en se refroidissant, il devient blanc et opaque. Lorsqu'on le soumet à une trop forte chaleur, l'excès de l'acide est chassé, et il se convertit en sulfate de potasse.

La proportion d'acide, dans ce sel, est double de ce qu'elle est dans le sulfate de potasse.

Sulfite de potasse. — Ce sel est un composé d'acide sulfureux et de potasse; il a été connu long-tems sous le nom de sel sulfureux de Stahl. On le forme en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans une solution saturée de carbonate de potasse, jusqu'à ce que l'effervescence cesse; le liquide devient transparent, et, en refroidissant, il se forme des cristaux blancs semblables à de petites aiguilles divergentes ou en lames rhomboïdales. Le goût en est âcre et sulfureux; ce sel est très-soluble dans l'eau; exposé à l'air, la solution est presque aussitôt recouverte d'une pellicule épaisse, qui se précipite et qui est promptement suivie d'une autre. C'est du sulfate de potasse, formé par la combinaison de l'acide sulfureux avec l'oxigène de l'atmosphère. Le sulfite de potasse, exposé à une forte chaleur, se gerce et se prive de son eau de cristallisation, ainsi que d'une partie de son acide; le soufre se sépare, et ce qui reste est du sulfate de potasse.

Nitrate de potasse. — Ce nitrate est un composé d'acide nitrique et de potasse; il est connu dans le commerce sous le nom de *salpêtre;* c'est un des composés salins les plus importans, non-seulement par l'attention que les recherches de ses propriétés et de sa composition ont excitée, mais aussi par ses nombreuses et utiles applications.

Le nitrate de potasse existe dans quelques plantes, comme le tabac et la bourrache; on l'a observé cristallisé dans leurs tiges desséchés. Il se trouve en grande abondance dans plusieurs parties du globe et particulièrement dans l'Inde, dans l'Égypte et dans l'Amérique méridionale. On le produit artificiellement en Allemagne et en France, au moyen de nitrières qui sont formées de matières animales et végétales à l'état de putréfaction. On y mêle des terres calcaires provenant de vieilles démolitions, ou de portions de terrain dans lesquelles la chaux abonde. L'humidité à laquelle on supplée en ajoutant de l'eau, une température modérée et un abri

contre la pluie qui noyerait le sel aussitôt qu'il se forme, sont les seules précautions nécessaires pour favoriser la production du nitre.

Il est facile de comprendre ce procédé en examinant les parties constituantes du nitre. La base de l'acide nitrique, l'azote, se dégageant des matières animales pendant la putréfaction, s'unit avec l'oxigène de l'air et forme l'acide nitrique; la potasse est formée par les terres et les matières végétales.

Après un certain tems, qui est plus ou moins long, suivant la nature des mélanges et des circonstances, le nitre qui s'est formé, étant enlevé avec de l'eau, l'évaporation produit un sel brun et coloré qu'on nomme nitre cru. C'est un mélange de plusieurs sels, dont on sépare le nitre pur par des cristallisations répétées. Après une purification suffisante, on l'obtient sous la forme d'un hexaèdre terminé par deux pyramides à mêmes faces.

Propriétés. — Le nitrate de potasse est particulièrement distingué par un goût amer piquant et froid. Il est fragile et un peu humide lorsque les cristaux sont réduits en poussière. Sa pesanteur spécifique est de 1.93. Il est inaltérable à l'air. L'eau à 15.56 centigr. dissout la septième partie de son poids, et il se produit un grand froid pendant la solution; l'eau bouillante dissout deux fois son poids de ce sel.

Fortement chauffé, le nitrate de potasse fond et prend une consistance huileuse; par le refroidissement, il se prend en une masse opaque qu'on nomme *cristal minéral.* Cette fusion ne produit aucun changement, mais quand la température est plus élevée, l'oxigène se dégage, ensuite l'azote et la potasse restent. Le nitrate de potasse est décomposé par le charbon; une action violente se produit en exposant à un feu rouge un mélange de nitre et de charbon. Le carbone s'unit à l'oxigène de l'acide, l'azote se dégage et l'alkali reste: c'est ce qu'on nommait autrefois du nitre fixé par le charbon. Quand cette opération est faite à vases clos, il se forme une petite quantité d'eau que les alchimistes nommèrent *Clyssus,* à laquelle ils attribuaient des propriétés étonnantes dans la

préparation de la pierre philosophale. Quand on expose au feu un mélange de nitre et de phosphore, il se produit une violente déflagration; on n'opère que sur de petites quantités et avec prudence. Le soufre et le nitre, exposés à une haute température produisent également des effets violens. Le soufre se combine avec l'oxigène de l'acide nitrique, et forme l'acide sulfurique qui entre en combinaison avec la potasse.

Poudre fulminante. — Cette poudre est préparée en mêlant 3 parties de nitrate de potasse, 2 de potasse et 1 de soufre, bien secs, et en les triturant dans un mortier. Lorsqu'on chauffe ce composé, il produit une violente explosion.

Poudre à canon. — C'est un composé de 76 parties de nitre, de 15 de charbon et de 9 de soufre. On doit observer que les matières qui sont employées dans des proportions différentes par les fabricans, sont réduites séparément en poudre fine, et après avoir été bien mêlées, forment une masse épaisse par l'addition d'un peu d'eau. Quand la pâte est un peu séchée, on la passe au travers un crible, où elle forme des grains de grosseur convenable; on les sèche au soleil ou à l'air, puis on les met dans des barils qui tournent sur eux-mêmes à l'aide d'une machine; au moyen de ce frottement, les grains deviennent unis en se polissant; c'est ce qu'on appelle époussetage.

Les effets terribles de l'explosion de la poudre à canon sont dus aux changemens qui se produisent en un moment sur les différentes substances dont elle est composée. Le charbon et le soufre brûlent avec une étonnante rapidité, par l'addition du nitre; et pendant cette combustion, le gaz acide carbonique, l'azote, l'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré, se développent, ainsi qu'une partie d'eau et d'ammoniaque. Il est évident que ses effets irrésistibles sont dus au dégagement subit et à la force expansive des fluides élastiques. Les seules substances qui restent après la déflagration, sont du carbonate, du sulfate et du sulfure de potasse, plus un peu de charbon.

Flux blanc et noir. — Un mélange de parties égales de

nitrate de potasse et de tartrate de potasse, que l'on soumet à une chaleur rouge, produit le composé appelé flux blanc, qui est un mélangé de potasse pure avec son carbonate : on s'en sert beaucoup en métallurgie; mais si on traite de même une partie de nitre, et deux de tartrate de potasse, le produit qu'on obtient est un mélange de potasse et de charbon; sa couleur noire lui a fait donner le nom de flux noir, et il est employé aux mêmes usages.

Poudre de fusion. — Ce composé est ainsi nommé à cause de ses effets puissans sur les substances métalliques; on l'obtient en mêlant intimement trois parties de nitrate de potasse, une de soufre et une de sciure de bois.

Les parties constituantes du nitrate de potasse sont 43 d'acide, 40 de potasse et 17 d'eau.

Exp. I. — Si l'on fond une partie de nitrate de potasse dans un creuset; et lorsque la fusion est rouge, si on y ajoute du poussier de charbon bien sec, il se fera une brillante combustion à chaque addition, en raison de la décomposition rapide du sel.

Exp. II. — On produit des effets semblables avec le phosphore; on évite les dangers de l'expérience en enveloppant quelques atômes bien secs de nitre et de phosphore dans du papier. On place le tout sur une enclume, et par un coup fort et sec, il se produit une détonation violente.

Exp. III. — Trois parties de nitre et une de soufre projetées dans un creuset rouge par petites quantités, produisent chaque fois une détonation; le soufre se convertit en acide sulfurique.

Exp. IV. — Si on combine les parties constituantes de la poudre, deux à deux, comme le nitre et le charbon, le nitre et le soufre ou le charbon et le soufre, et qu'on y mette le feu; au fur et à mesure qu'on approchera les substances les unes des autres, on pourra observer des effets analogues à ceux de la poudre ordinaire, par la combustion plus ou moins rapide qui se fera, en proportion des combinaisons qui pourront s'effectuer.

Exp. V. — Que l'on mette quelques centigrammes de poudre fulminante sur une lame de fer ou de cuivre, et qu'on l'expose au feu, la poudre prend d'abord une couleur noire, et puis elle entre en fusion; alors il se produit une violente explosion. Il faut que le feu soit modérément et graduellement appliqué, jusqu'à ce que la poudre soit en fusion complète; c'est en l'approchant davantage du feu que l'explosion se fait. Cette combustion est due au dégagement instantané des fluides; elle est semblable à celle qui se produit avec la poudre à canon.

Exp. VI.—On fait un autre essai en remplissant une coquille de noix de la poudre de fusion, et en fixant au milieu une lame très-mince de cuivre. En y mettant le feu, la poudre brûle avec rapidité, et le métal se réduit à l'état de sulfure, sans affecter en rien la coquille.

Nitrite de potasse. — Ce sel n'est pas formé par la combinaison directe de l'acide nitreux avec un alkali; mais, après avoir soumis le nitre à une chaleur rouge, il reste un sel déliquescent et âcre, qui change les couleurs bleues en vert, et qui produit des vapeurs rouges par les acides forts; ce sont des vapeurs d'acide nitreux.

Hydrochlorate de potasse. — Ce sel, appelé autrefois *sel fébrifuge de Silvius, sel digestif* et *sel marin régénéré*, se prépare par la combinaison directe de l'acide hydrochlorique et de la potasse; la solution saturée est évaporée jusqu'à pellicule, et on la laisse cristalliser. Ces cristaux ont la forme cubique ou celle des parallépipèdes à angles droits. Le goût en est amer, et la pesanteur spécifique de 1.8. Ils tombent en déliquescence à l'air humide, et l'eau froide en dissout un tiers de son poids; ils sont beaucoup plus solubles dans l'eau bouillante; on n'obtient des cristaux réguliers qu'autant qu'on évapore lentement.

Exposé à la chaleur, ce sel décrépite et dégage son eau de cristallisation. Quand la température est plus élevée, il se sublime en vapeurs blanches, sans se décomposer. Les acides nitrique et sulfurique le décomposent; l'acide sulfu-

rique en dégage l'acide hydrochlorique, tandis que l'acide nitrique en dégage le chlore. On obtient l'acide hydrochloronitrique en ajoutant à deux parties d'hydrochlorate de potasse une partie d'acide nitrique.

Les parties constituantes de ce sel sont 36 parties d'acide et 64 de potasse. Suivant le système de M. H. Davy, ce sel est un composé de chlore et de potassium, base métallique de la potasse.

Chlorate de potasse (*hyperoximuriate*). — Ce composé salin, qui possède des propriétés très-remarquables, fut préparé en premier lieu par le docteur Higgins, en faisant passer un courant de chlore dans une solution de potasse. Il lui donna le nom de nitre, et il observa qu'il détonnait sur les charbons ardens. Mais ce sel fut plus particulièrement observé par M. Berthollet.

Préparation. — Si on introduit une forte solution de potasse dans des bouteilles de Woulf, et qu'on y fasse passer un courant de chlore jusqu'à saturation, il se précipite des cristaux en écailles blanches; ces cristaux étant enlevés, on les purifie en les dissolvant dans de l'eau bouillante; on filtre et on laisse cristalliser.

Propriétés. — Les cristaux de ce sel affectent toujours la forme de plaques carrées ou de parallélipipèdes, de couleur argentine; ils sont transparens et brillans; le goût en est froid, piquant et désagréable; ils deviennent jaunes par une longue exposition à l'air; mais du reste, ils ne changent pas de couleur en les garantissant du contact de l'air. Ce sel est soluble dans 20 parties d'eau froide, et l'eau bouillante en dissout le tiers de son poids; il entre en fusion par la chaleur, et, quand la température est très-élevée, il laisse dégager une quantité d'oxigène très-pur.

Ce sel produit des effets remarquables avec les substances combustibles. Sans aucune addition, il laisse même dégager des étincelles et des traces de lumière par la trituration. Quand on le triture avec du charbon, du soufre, du phosphore, quelques végétaux et quelques substances métalliques,

il produit des détonations. Quand on verse de l'acide sulfurique sur ce sel, il se produit une action violente, avec dégagement d'une flamme blanche; il arrive quelquefois que l'explosion brise le vase où se fait l'expérience. L'acide nitrique produit une forte effervescence avec bruit, mais sans flamme ni explosion, et l'acide hydrochlorique en dégage l'acide.

Les parties constituantes de ce sel sont 38 d'acide, 29 de potasse, et près de 30 d'eau. Suivant la théorie nouvelle, cet acide est un composé d'acide hydrochlorique, plus une plus grande quantité d'oxigène que ce qui en existe dans l'oxide de chlore (acide oximuriatique); de là vient son nom d'acide hyper-oximuriatique (chlore).

Ce sel fut autrefois employé au blanchîment; mais on l'a remplacé par un composé de chaux semblable, qui est beaucoup moins cher (1). Sa propriété remarquable de détonner, fit naître l'idée de substituer ce sel au nitre, dans la composition de la poudre à canon. L'expérience fut faite à Essone;

---

(1) On ne se sert pas de chlorate de chaux en France, dans l'art du blanchîment, mais bien d'un chlorate de potasse très-faible, que l'on nomme eau de javelle. Voici la manière de faire cette eau, telle qu'on l'achète chez les épiciers de Paris.

Dans un grand filtre de grès, contenant une solution de carbonate de potasse qui marque de 4 à 6 degrés, au pèse-sel de Beaumé, on fait passer un courant de chlore, jusqu'à ce qu'on s'aperçoive que ce gaz se dégage entièrement du liquide, sans absorption sensible; alors on ajoute, à la solution, des cristaux de sulfate de soude, jusqu'à ce que le même aréomètre marque 12 à 14 degrés; on la verse ainsi dans le commerce sous le nom d'eau de javelle. La bouteille qui dégage le chlore, est posée sur un bain de sable, et communique au filtre par un tube de plomb; elle contient 3 parties d'oxide noir de manganèse pulvérisé et 10 ou 12 d'acide hydrochlorique. Au reste, il faut que l'eau de javelle soit claire et transparente, et que la bouteille soit munie d'un tube de sûreté. Le sulfate de soude qui sert à élever la liqueur, coûte 30 centimes le kilogramme dans le commerce.

(*Note du Traducteur.*)

mais une explosion spontanée, qui fut suivie de la mort de deux personnes témoins de l'expérience, empêcha d'en suivre les effets qu'on en attendait.

Exp. I. — Qu'on réduise 150 à 200 milligrammes de ce sel en poudre fine, et qu'on mélange bien avec son poids de charbon tamisé; par la trituration dans un mortier, le charbon s'enflammera avec une légère explosion; si on ajoute 60 milligrammes de soufre au mélange, on obtiendra une flamme et une explosion plus grande. Pour la réussite de ces expériences, il faut que les matières soient bien sèches, particulièrement le charbon, et que le mortier soit chauffé; on se garantit aussi la main en l'enveloppant d'un mouchoir. Le carbone du charbon se combine avec l'oxigène de l'acide, et forme de l'acide carbonique qui s'unit avec la potasse. Quand on emploie du soufre, il y a formation d'acide sulfurique et dégagement de chlore. La décomposition rapide est accélérée par la friction.

Exp. II. Qu'on prenne 130 milligrammes de ce sel, et les deux tiers de son poids de soufre; qu'on les réduise séparément en poudre fine, et après les avoir mélangés, qu'on y applique une forte pression avec le pilon; il se produira un coup violent avec flamme. On peut varier beaucoup ces sortes d'expériences, en enveloppant les mélanges et en les frappant avec un marteau.

Exp. III. — Qu'on réduise 64.75 milligrammes de chlorate de potasse en poudre, et qu'on la rassemble au fond du mortier; la même quantité de phosphore que l'on placera sur cette partie, produira une forte explosion accompagnée d'une vive lumière par la trituration. On peut répéter l'expérience en enveloppant les deux substances dans une feuille d'étain et en les soumettant à la percussion; mais quelle que soit la manière de faire cette expérience, il faut toujours prendre les précautions pour qu'il ne puisse résulter aucun fâcheux événement de la forte projection qui se fait des matières. On obtient les mêmes changemens subits que dans les expériences précédentes.

Exp. IV. — Qu'on réduise en poudre fine 323.75 milligrammes de ce sel, et qu'on mélange cette poudre avec 380 à 450 milligrammes de sucre; si on fait arriver une goutte d'acide sulfurique concentré sur le mélange, il s'ensuivra une inflammation subite sans explosion.

Exp. V. — Que l'on mette 10.623 grammes d'acide nitreux dans un verre; qu'on y verse doucement et le long des bords du verre de 3 à 5 grammes d'eau, de sorte que les deux liquides soient séparés; qu'on plonge alors une petite partie de phosphore dont le volume soit égal à la moitié d'un pois; si on y ajoute ensuite de 500 à 690 milligrammes de chlorate de potasse, le phosphore prendra feu et brûlera rapidement au fond du verre, en projetant des traînées de feu à la surface du liquide. Il faut encore faire cette expérience avec précaution.

Exp. VI. — Que l'on mette 4 grammes d'alcool dans une soucoupe, et qu'on y ajoute 5 à 600 milligrammes de chlorate de potasse, l'addition de 4 grammes d'acide sulfurique causera un dégagement de petites boules de feu d'une couleur bleue, qui s'élèveront au-dessus de la surface; peu après toute la surface deviendra embrasée (1).

---

(1) Lorsqu'on mêle le chlorate de potasse avec différens corps combustibles, et qu'on y laisse ensuite tomber une goutte d'acide sulfurique concentré, il en résulte une vive combustion due à la décomposition subite de l'acide chlorique. Cette propriété a été mise à profit pour faire les briquets nommés briquets oxigénés. De tous les corps combustibles, j'ai trouvé que le sulfure d'arsenic réussissait le mieux, et était en même tems le plus économique. Voici la manière d'en préparer les allumettes. On prend trois parties de réalgar pulvérisé et une partie de chlorate de potasse, dont on fait une pâte avec un peu d'eau de gomme; on trempe une des extrémités des allumettes du commerce déja soufrées, dans cette pâte, de manière à former une petite tête rouge au-dessus du soufre. Après avoir laissé sécher, on trempe ces allumettes dans une bouteille contenant de l'acide sulfurique, pour les enflammer. Lorsqu'on mêle avec du soufre, au lieu de sulfure d'ar-

Phosphate de potasse. — L'acide phosphorique se combine avec la potasse en trois proportions. 1. le phosphate, où l'acide et l'alkali se trouvent saturés, et qu'on obtient par combinaison directe de l'acide phosphorique et de la potasse. On ajoute l'alkali dans l'acide phosphorique à chaud, jusqu'à ce que la solution ne produise plus de changement sur les couleurs bleues végétales; par l'évaporation, on obtient des cristaux transparens tétraèdres, terminés par des pyramides. Le goût en est rafraîchissant; les cristaux ne s'altèrent point à l'air; ils sont très-solubles dans l'eau, et deviennent liquides lorsqu'on les soumet à la chaleur rouge.

Sur-phosphate de potasse. — On l'obtient en dissolvant le premier dans de l'acide phosphorique jusqu'à saturation; il prend la forme de gelée, et cristallise rarement; il est très-déliquescent et très-soluble dans l'eau.

Sous-phosphate de potasse. — On obtient ce sel en fondant de la potasse pure dans le phosphate neutre; la base est en excès. On peut préparer un composé semblable en faisant bouillir du *sur-phosphate* de potasse dans une solution de potasse; le sous-phosphate se précipite alors en poudre blanche. Ce sel est presque sans goût, et n'est soluble que dans l'eau bouillante; il est très-fusible.

Carbonate de potasse. — Ce sel, qui est un composé d'acide carbonique et de potasse, a été connu sous différens noms, désignant les substances qui servaient à l'extraire. On l'obtient en brûlant des matières végétales; on en lave les cendres, et on évapore la solution. Mais la potasse, obtenue ainsi, outre qu'elle n'est pas pure, ne se trouve pas entièrement saturée d'acide carbonique. On obtient du carbonate de potasse, en faisant passer un courant d'acide carbonique

---

senic, on n'en peut mettre que le quart du chlorate de potasse. En employant moins que la quantité indiquée de sulfure d'arsenic, les allumettes ont l'inconvénient de cracher vivement la lumière.

(*Note du Traducteur.*)

dans une solution de potasse pure : il cristallise à la surface du liquide. On doit conserver les cristaux dans des bouteilles bien bouchées après les avoir séchés sur du papier Joseph. Ce sel cristallise en prismes tétraèdres à sommités dièdres ; le goût en est doux et alkalin ; il change les couleurs bleues végétales en vert ; il est soluble dans quatre fois son poids d'eau ; quand elle est bouillante, l'eau en dissout davantage ; il dégage alors de l'acide carbonique et se trouve en partie décomposé ; il ne s'altère point à l'air ; quand on le chauffe, l'acide carbonique se dégage ; enfin tous les autres acides le décomposent.

Les parties constituantes du carbonate de potasse sont 43 d'acide carbonique, 41 de potasse et 16 d'eau de cristallisation.

Sous-carbonate de potasse. — La potasse du commerce, même lorsqu'elle est purifiée, n'est jamais entièrement saturée d'acide carbonique ; l'expérience prouve que ce sel ne contient jamais que la moitié juste de l'acide qui existe dans le carbonate ; il est aussi différent dans ses propriétés ; il est plus âcre et corrosif ; le goût est plus alkalin, et il est très-déliquescent. La potasse du commerce est toujours mêlée avec du sulfate et du muriate de potasse et quelques matières insolubles.

Essais de sa pureté. — Il est d'une grande importance pour le fabricant de savoir déterminer la quantité de potasse pure que contient cette espèce de marchandise. On a proposé de l'éprouver par la quantité d'alumine que la potasse était capable de précipiter ; c'est-à-dire, en ajoutant de la potasse à une solution aqueuse d'alun et en observant la quantité du précipité qu'on obtenait par une proportion déterminée de potasse. Il y a un autre essai, c'est de saturer une partie d'alkali par de l'acide nitrique d'une densité connue. Par des solutions et des cristallisations répétées, on parvient à séparer les autres sels qui sont mêlés au sous-carbonate.

Arseniate de potasse. — Il ne paraît pas cristallisable ; il est composé d'acide arsenique et de potasse ; il est déliquescent,

changeant le sirop de violettes en vert, mais ne produisant aucun changement sur la teinture de tournesol. Fortement chauffé, il fond en un verre blanc, et une partie de la potasse se combinant avec la silice et l'alumine du creuset, il passe à l'état de sur-arseniate; soumis à une chaleur rouge, et à vase clos, l'arsenic se sublime. L'acide sulfurique sépare l'acide de ce sel; enfin, les sels à base de chaux et de magnésie se décomposent et forment des arséniates de chaux et de magnésie dans la solution.

Sur-arseniate de potasse. — Si on ajoute de l'acide arsenique à l'arseniate de potasse, jusqu'à ce qu'il n'affecte plus le sirop de violettes, et qu'il rougisse la teinture de tournesol, la solution évaporée produit des cristaux tétraèdres transparens, terminés par des sommets à mêmes faces. On peut le préparer par la décomposition du nitrate de potasse par l'oxide blanc d'arsenic, en proportions égales; on l'appelait sel neutre arsenical de Macquer; il cristallise, rougit les couleurs bleues végétales. Les sels à base de chaux ou de magnésie ne le décomposent pas; ce qui le distingue du précédent.

Acétate de potasse. — Ce composé était autrefois connu sous le nom de tartre régénéré, sel essentiel de vin. On peut l'obtenir en saturant du carbonate de potasse avec du vinaigre distillé, et en l'évaporant lentement à un feu modéré pour empêcher le dégagement de l'acide.

Ce sel a un goût piquant et faiblement alkalin; il est déliquescent à l'air, très-soluble dans l'eau; et si la solution est très-étendue, il se fait une décomposition spontanée à vases clos, et un dépôt d'écailles muqueuses. Lorsqu'on le chauffe, il fond et se boursouffle, se décompose et se charbonne. Quand on le distille, il est également décomposé; on obtient pour produit, de la potasse et du charbon. Le premier produit de la distillation, est un acide liquide, où l'on trouve, d'après les expériences de Proust, de l'ammoniaque et de l'acide prussique, tandis qu'il reste dans la cornue du carbonate et du prussiate de potasse.

Oxalate de potasse.—On le prépare et saturant l'acide oxalique de potasse; mais en cet état, le sel ne forme qu'une masse gélatineuse. Avec un léger excès de base ou d'acide, on obtient des cristaux en forme de prismes hexaèdres; et quand on emploie deux parties de carbonate de potasse et une d'acide, lés cristaux rougissent le sirop de violettes et la teinture de tournesol.

Sur-oxalate de potasse. —On l'obtient par l'addition graduée de la potasse à une solution saturée d'acide oxalique, jusqu'à ce que le précipité paraisse. Les cristaux sont des parallélipipèdes opaques; le goût en est acide, piquant, et amer. Ils ne sont pas très-solubles dans l'eau froide; mais l'eau bouillante en dissout le dixième de son poids; ils sont inaltérables à l'air; mais ils se décomposent par la chaleur. Ce sel contient le double de l'acide contenu dans l'oxalate neutre.

Dans l'*axalis acetosella* et le *rumex acetosa*, ce sel existe tout formé. On l'employe beaucoup pour ôter les taches d'encre et de rouille.

Quadroxalate de potasse. — Il a été découvert un autre composé d'acide oxalique et de potasse, dans lequel l'acide est en proportion de celui de l'oxalate neutre : : 4 : 1. On le prépare en ajoutant de l'acide nitrique ou hydrochlorique, au sur-oxalate, qui lui enlève la moitié de sa base. Par l'évaporation et la cristallisation, on peut l'obtenir à un état de plus grande pureté.

Tartrate de potasse. — On l'appelait autrefois tartre soluble; on l'obtient en ajoutant de la crême de tartre du commerce à une solution bouillante de carbonate de potasse, jusqu'à ce que l'effervescence cesse; on fait ensuite bouillir la solution, et par le refroidissement il se forme des cristaux en rectangles oblongs avec des sommets dièdres : ce sel a un goût amer; il est déliquescent à l'air; 4 parties d'eau froide sont nécessaires pour sa solution; il se gonfle et noircit par le feu; quand on le distille, il passe un acide liquide et une grande quantité de gaz; l'alkali mêlé à du charbon se

trouve au fond de la cornue. Les acides forts lui enlèvent une partie de potasse, et le réduisent à l'état de sur-tartrate; on forme le même sel par l'addition d'une partie d'acide tartarique.

Sur-tartrate de potasse. — Ce sel contient un excès d'acide. Si on fait dissoudre le tartre qui se trouve dans les tonneaux, dans l'eau bouillante, qu'on filtre la solution et qu'on l'évapore, il se dépose, par le refroidissement, beaucoup de cristaux qu'on nomme *créme de tartre.*

Les cristaux de ce sel sont principalement formés de prismes hexaèdres; le goût en est acide et désagréable : 60 parties d'eau froide, et 30 d'eau bouillante, sont nécessaires à sa solution. Il ne change pas à l'air. Par l'action du feu, il se boursoufle et noircit; par la distillation, il se dégage un acide acétique impur, et beaucoup de gaz acide carbonique. Il paraît que ses parties constituantes sont de 57 d'acide, 33 de potasse, et 7 d'eau de cristallisation.

Citrate de potasse. — On peut l'obtenir en dissolvant 61 parties de carbonate de potasse dans 36 parties d'acide citrique; le sel obtenu par la cristallisation se dépose difficilement; il est très-soluble dans l'eau et tombe en déliquescence à l'air; il est composé de 55.55 d'acide, et de 44.45 de potasse.

Camphorate de potasse. — L'acide camphorique saturé de carbonate de potasse jusqu'à ce que l'effervescence cesse, produit, par l'évaporation lente, des cristaux blancs et transparens de forme hexagone régulière. Le goût en est amer et légèrement aromatique ; il ne change pas à l'air sec, mais il perd sa transparence à l'air humide. Quatre parties d'eau bouillante suffisent pour le dissoudre; mais il en requiert plus de 100 d'eau froide.

Soumis au chalumeau, il produit une flamme bleue; l'acide se dégage et la base reste; quand on le chauffe fortement, l'acide se sublime, et dégage une fumée épaisse, légèrement aromatique. Par l'addition des acides forts à une solution concentrée de ce sel, l'acide camphorique cristallise par le refroidissement. Le camphorate de potasse est soluble dans

l'alcool, et brûle avec une flamme bleue. Il est décomposé par les sels à base de chaux.

SECTION II.

DE LA SOUDE ET DE SES COMPOSÉS.

L'idée généralement reçue que la soude était un minéral, lui fit autrefois donner le nom d'*alkali fossile* ou *minéral*. C'est la substance dont parlent les écritures sacrées, sous le nom de nitre. Elle se produit abondamment dans le sol de quelques contrées d'Égypte, où elle porte le nom de natron; on la trouve aussi sur les murs des caves, ou des lieux souterrains, de vieux édifices, etc. Mais la soude du commerce s'extrait de différentes plantes qui croissent sur les bords de la mer; le *salsosa soda* et des espèces diverses de *fuci*, sont les plus généralement employés. Le sel commun, si abondant dans les eaux de l'Océan, et formant des masses compactes sous la terre, dans plusieurs parties du globe, est un composé de soude et d'acide hydrochlorique.

Essais pour la soude. — La potasse et la soude se ressemblent beaucoup par plusieurs de leurs propriétés, et on les confondit, en effet, long-tems. On a proposé l'acide oxalique comme le réactif propre à distinguer ces deux alkalis. Quelques milligrammes de l'acide solide étant ajoutés à une solution de potasse, forme un précipité très-soluble, tandis qu'avec la soude, le précipité est presque insoluble.

On purifie la soude de même que la potasse; dans cet état, elle a la forme de lames solides d'une couleur blanche grisâtre; le goût est analogue à celui de la potasse; elle a des propriétés caustiques et corrosives semblables; elle change les couleurs bleues végétales en vert et pèse 1.3. Par l'évaporation lente de sa solution alcoolique, elle cristallise en prismes; exposée à la chaleur, elle se liquéfie et prend une consistance oléagineuse; soumise à une chaleur rouge, elle s'élève en vapeurs acres corrosives. Quand on l'expose à l'air, la soude

devient d'abord humide par l'absorption de l'eau et de l'acide carbonique, et lorsque l'air est sec, elle s'effleurit et tombe en poudre; elle a beaucoup d'affinité pour l'eau; quand l'alkali sec est humecté avec de l'eau, celle-ci est absorbée et devient solide avec dégagement de chaleur.

La soude est employée aux mêmes usages que la potasse; dans quelques manufactures, on la préfère même à cette dernière, parce qu'elle est moins âcre et corrosive, et se trouve par là moins susceptible d'attaquer les formes des substances végétales ou animales, que l'on soumet à son action.

Sulfure de soude. — Il est produit par le procédé suivi à la préparation du sulfure de potasse; et dans la plupart de ses propriétés, il lui est analogue.

Hydro-sulfure de soude. — Si on fait passer un courant de gaz hydrogène sulfuré dans une solution de soude, le gaz est absorbé et condensé jusqu'à saturation de l'alkali. Ce composé est l'hydro-sulfure de soude, qui cristallise en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides quadrangulaires. Les cristaux sont transparens et incolores, sans odeur, mais d'un goût très-amer; très-solubles dans l'eau, déliquescens à l'air, et prenant une teinte verdâtre. Ils se décomposent par l'action des acides qui en dégagent le gaz hydrogène sulfuré.

Sulfure hydroguré de soude. — Quand on dissout le sulfure de soude sec dans l'eau, celle-ci est décomposée. Une partie de soufre se combine avec son hydrogène, pour former du gaz hydrogène sulfuré, qui se combine avec le sulfure, et constitue le sulfure hydroguré de soude. La liqueur prend une couleur rouge foncée; après quelque tems, elle acquiert l'odeur du gaz hydrogène sulfuré; le goût en est âcre, amer et froid; elle communique une tache verte à la peau. Ce liquide a une action très-considérable sur les substances métalliques.

Sulfate de soude. — Ce sel, composé d'acide sulfurique et de soude, est aussi connu sous le nom de *sel de Glauber.* On l'obtient par combinaison directe, mais on l'a d'ordinaire pendant la décomposition du sel ordinaire, par le moyen de l'acide sulfurique dans les manufactures de sel ammoniaque. La

solution étant filtrée, purifiée et évaporée lentement, on obtient des cristaux transparens en forme de prismes hexaèdres terminés par des sommets dièdres. Ce sel est d'un goût rafraîchissant, amer et nauséabonde; il est efflorescent à l'air sec, très-soluble dans l'eau froide, et ne requérant que les 3/5 de son poids d'eau bouillante.

Fusion aqueuse et ignée. — Quand on l'expose à la chaleur, ce sel subit d'abord la fusion aqueuse, qui est la séparation de son eau de cristallisation; il reste une poudre qui fond une seconde fois en continuant un feu rouge; on l'appelle la fusion ignée. Il ne se produit aucun changement dans les parties constituantes, car, lorsqu'on le redissout dans l'eau, on en obtient des cristaux semblables à ceux qu'on avait soumis à l'expérience. Le sulfate de soude soumis à une chaleur rouge, est décomposé par le charbon; l'oxigène de l'acide se sépare et on obtient un sulfure de soude. Les parties constituantes du sulfate de soude sont 23.52 d'acide, et 18.48 de soude, plus 58 d'eau de cristallisation.

Ce sel est beaucoup employé en médecine; en chimie on s'en sert pour décomposer d'autres substances, et dans les arts on en extrait la soude.

Sur-sulfate de soude. — Si on dissout le sulfate de soude dans l'acide sulfurique, et que l'on mette la solution à cristalliser, il se dépose des cristaux rhomboïdaux, qui contiennent un excès d'acide, que l'on peut enlever par la chaleur; ils s'effleurissent à l'air, et se dissolvent dans deux fois leur poids d'eau à 15° 56.

Sulfite de soude. — On prépare ce sel en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans une solution saturée de carbonate de soude; on obtient une masse de petits cristaux qui, dissous dans l'eau à 50°, cristallisent par le refroidissement. Ces cristaux ont la forme prismatique, dont deux des côtés sont très-larges, les deux autres très-étroits, terminés par des sommets dièdres; ils sont transparens.

Ce sel a le goût sulfureux et rafraîchissant; il s'effleurit à l'air; il est très-soluble dans l'eau, et cristallise par le refroi-

dissement. La solution étant exposée à l'air, se convertit en sulfate. Ce sel éprouve facilement la fusion aqueuse, et si on augmente la chaleur, une partie de soufre se dégage et convertit le sel en sulfate.

Nitrate de soude. — Ce composé, autrefois appelé nitre cubique ou rhomboïdal, se prépare par la combinaison directe de l'acide et de l'alkali, ou par la décomposition du muriate ou du carbonate de soude par l'acide nitrique; le sel cristallise et prend une forme rhomboïdale.

Le goût en est rafraîchissant, mais plus amer que le nitrate de potasse. Il attire l'humidité de l'air, et se dissout dans trois parties d'eau froide, ou en moins de son poids d'eau à 100°. Il décrépite sur les charbons rouges; il est moins fusible que le nitrate de potasse, et par sa décomposition, il laisse dégager les gaz oxigène et azote. Les parties constituantes de ce sel sont 53 d'acide, 41 de soude et 6 d'eau de cristallisation lorsqu'on la fait sécher à une température de 210 centigrades.

Muriate de soude. — Suivant les vues de S. H. Davy, relativement à la composition de l'acide muriatique (hydrochlorique) et de l'acide oximuriatique (chlore), ce dernier est une substance simple, et le premier est un composé de chlore et d'hydrogène; ce sel (muriate de soude) ne serait pas un composé d'acide hydrochlorique et de soude, mais bien de chlore et de sodium, base métallique de la soude. Quelle que soit sa composition réelle, aucun sel n'a été plutôt connu que celui-ci, sous le nom de sel commun, sel marin, parce qu'il est très-abondant dans les eaux de la mer, et sel gemme ou de roche, parce qu'il existe en masses solides au centre de la terre.

La plus grande partie du sel de commerce s'extrait des eaux de la mer par l'évaporation. Dans quelques pays comme à Marennes, dans la Saintonge, on fait arriver les eaux dans des pièces qu'on nomme marais salans; l'évaporation se fait facilement par les chaleurs salaires, et se trouve favorisée par le peu de profondeur de l'eau; le sel qu'on extrait de

la sorte fournit aux besoins de la France et de l'Angleterre.

Dans le nord, sur les côtes de Norwége et dans la mer Blanche, on met à profit les fortes gelées du climat. On fait arriver de même les eaux de la mer dans des bassins qu'on laisse geler; on enlève à plusieurs reprises la glace, et on obtient de la sorte une eau fortement chargée que l'on porte ensuite dans des chaudières où on finit l'évaporation nécessaire.

La méthode de purifier le sel, dépend du principe, que les sels qui sont mêlés avec le muriate de soude sont plus solubles que celui-ci. On réduit une quantité de sel ordinaire en poudre fine, qu'on introduit dans un cône de bois, qui est légérement bouché à l'extrémité, afin que l'eau puisse découler lorsqu'on place le cône dans une position renversée; on prépare une solution saturée, et on la verse bouillante sur le sel qui se trouve dans le cône. Cette solution élève les sels solubles, sans attaquer le muriate de soude, puisqu'elle en est déja saturée; il est certain néanmoins que cette purification n'est que partielle.

Pour des expériences de chimie, le muriate de soude doit être purifié d'une autre manière. On le dissout dans 4 parties d'eau froide, on filtre, et on ajoute une solution de soude jusqu'à ce qu'il apparaisse un précipité. On évapore ensuite jusqu'à ce qu'on obtienne des cristaux cubiques à la surface; mais l'évaporation lente produit des cristaux plus volumineux. On purifie aussi le sel ordinaire en ajoutant une solution de muriate de barite, et puis du carbonate de soude jusqu'à ce qu'on observe un précipité; on filtre ensuite et on évapore. Dans ce procédé, la barite s'unit avec l'acide sulfurique de la solution, et le carbonate de soude précipite les terres qui sont en combinaison avec l'acide hydrochlorique.

Les cristaux du sel ordinaire sont des cubes parfaits, qui subissent néanmoins plusieurs modifications. Le goût en est agréable, et sert de comparaison dans la distinction des substances salées. Sa pesanteur spécifique est 2.12; il ne change pas quand on l'expose à l'air, la déliquescence du sel

du commerce est produite par son mélange avec les autres sels : il est soluble dans un peu plus de deux fois et demie son poids d'eau, et cette solubilité est à-peu-près la même à l'eau bouillante.

Assujetti à une forte chaleur, le muriate de soude décrépite, et abandonne son eau de cristallisation; il fond à une chaleur rouge, et s'élève en vapeurs blanches; mais il n'est pas décomposé, car les vapeurs condensées produisent toutes les propriétés du sel ordinaire. Le muriate de soude est décomposé par les acides qui ont une plus grande affinité pour la soude que n'en a l'acide hydrochlorique : l'acide sulfurique le décompose pour en obtenir l'acide hydrochlorique du commerce, et la soude. L'acide sulfurique forme un sulfate de soude, tandis que l'acide hydrochlorique dégagé est conduit dans des chambres de plomb contenant une solution d'ammoniaque, où il forme l'hydrochlorate d'ammoniaque. Le sulfate de soude, après avoir été soumis à une forte chaleur dans un fourneau, est mêlé avec son poids de chaux et moitié son poids de poussier de charbon; le mélange est fortement chauffé dans un fourreau à reverbère et remué de tems en tems afin de dégager le soufre et les gaz; le produit est une masse solide, noire, composée de carbonate de soude, de chaux et de charbon. On peut en extraire le carbonate de soude par la solution aqueuse et l'évaporation.

Ce procédé étant très-cher à mettre en œuvre, on a proposé différens moyens économiques. On fait un mélange de sel ordinaire et de chaux, et on en forme une pâte que l'on expose à l'humidité; bientôt le sel est décomposé, une efflorescence de soude apparaît à la surface de la masse. On explique ainsi la formation de la soude sur la surface des terres en Égypte. Le carbonate de chaux et le muriate de soude y abondent, et partout où il y a une humidité suffisante, il se forme une grande quantité de carbonate de soude.

On peut encore obtenir ce sel, en décomposant le muriate de soude par la litharge (protoxide de plomb), dans un mélange de 4 parties de litharge et d'une partie de sel dissous

dans une petite quantité d'eau; il se produit une décomposition; l'acide hydrochlorique se combine avec le plomb, et se précipite; la soude, restant dans la solution, peut être filtrée et évaporée.

On peut également décomposer le sel ordinaire par le fer et les autres métaux. Une lame de fer étant plongée dans une solution de sel, on l'expose pendant quelque tems dans un lieu humide, où elle se couvre d'une incrustation de soude.

Les parties constituantes du muriate de soude sont 46 d'acide et 54 de soude; si on considère ce sel comme composé de chlore et de sodium, ses proportions sont 59.5 de chlore et 40.5 de sodium.

Aucune substance ne peut être plus importante que le sel ordinaire, tant sous le rapport de l'économie domestique, que sous celui des arts; on pourrait même le regarder comme nécessaire à la vie; il est le plus propre de tous les composés salins, pour préserver les matières animales alimentaires; il est considérablement employé dans plusieurs procédés métallurgiques et dans la teinture.

Chlorate de soude. — Ce sel est préparé de la même manière que le chlorate de potasse; mais comme il a presque le même degré de sublimité que le muriate de soude, il est difficile de l'obtenir pur; ses cristaux prennent la forme de lames plates ou rhomboïdales; il est soluble dans trois parties d'eau froide ainsi que dans l'alcool; il produit un goût rafraichissant à la bouche. Comme le chlorate de potasse, il se décompose par les combustibles et les acides. Il fond sur les charbons rouges, et produit une lumière jaunâtre. On considère ce sel comme un composé d'acide chlorique et de soude.

Borate de soude. — Ce sel s'obtient en saturant l'acide boracique, de soude; on connaît peu ses propriétés et sa nature.

Sous-borate de soude. — On croit que les anciens connaissaient ce sel et qu'on l'appelait *chrysocalle*, de sa propriété d'aider la fusion de l'or et des autres métaux. Le mot de

borax est dérivé de quelque langue orientale. Homberg au commencement du dix-huitième siècle, sépara l'acide de cet alkali, et lui donna le nom de sel sédatif de Homberg. Le borax est une production naturelle de la terre, dans plusieurs parties du monde et particulièrement dans l'Orient, où on le nomme *tincal;* et quand on le verse dans le commerce, on le distingue sous le nom de borax brut. Dans cet état, il a la forme de petits cristaux grisâtres, mêlés de matières étrangères.

Dans le principe, les Vénitiens seuls purifiaient le borax; les Hollandais, pratiquèrent exclusivement par la suite ce genre de commerce; nous tenons de ces derniers les procédés les plus utiles. Les solutions et cristallisations répétées, qui sont nécessaires, se font dans es vases de plomb. Il est probable qu'on emploie l'eau de chaux dans le cours de ces opérations.

Le borax purifié a la forme d'un prisme hexaèdre, dont deux côtés plus larges, terminés par des pyramides trièdres; le goût en est agréable et alkalin; il change les couleurs bleues végétales en vert, s'effleurit légèrement à l'air, et se dissout dans 12 parties d'eau froide ou 6 à 100°.

Le borax fond par la chaleur; il prend la forme d'une masse poreuse qui le convertit en borax calciné; lorsque la température est élevée à une chaleur rouge, il change en un verre transparent soluble dans l'eau.

Comme son nom l'indique, l'alkali est en excès dans ce composé, et ses parties constituantes sont 34 d'acide, 17 de soude et 49 d'eau de cristallisation. Le borax est très-employé comme fondant des métaux, et pour accélérer la soudure des métaux précieux; on l'employe aussi comme fondant de minéraux traités au chalumeau. Le borax calciné est appliqué aux éruptions de la bouche comme un absorbant.

Phosphate de soude. — Ce composé était autrefois connu sous les noms de sel fusible ou sel microscomique. On l'obtient en saturant de carbonate de soude, le phosphate acide de chaux; l'alkali doit être ajouté en excès. Comme le carbonate et une petite partie de phosphate de chaux se précipitent dans

la solution, il faut la filtrer et l'évaporer jusqu'à ce qu'il paraisse une légère pellicule. Il cristallise par le refroidissement (1).

Les cristaux sont des rhomboïdes allongés, ou des prismes rhomboïdaux; le goût en est rafraichissant et doux; ils s'effleurissent à l'air; 4 parties d'eau à 15.56 et une demie de son poids d'eau à 100° centigr. opèrent la dissolution.

Exposé à la chaleur, ce sel subit la fusion aqueuse; il fond

---

(1) Le procédé pour obtenir le phosphate de soude est assez difficile, et requiert des soins particuliers. Voici un procédé dont le résultat m'a été très-favorable.

Les proportions des substances sont :

Os pulvérisés et calcinés à blanc, 9 onces; acide sulfurique à 66°, 4 onces; carbonate cristallisé de soude, 1 once; eau, 4 livres.

On procède comme suit :

1° On met une livre d'eau sur les os, et on ajoute, en remuant, 2 onces d'acide sulfurique; la matière prend la consistance du plâtre gâché épais;

2° On ajoute sur-le-champ une autre livre d'eau par portions, puis 1 once d'acide sulfurique; la masse remuée prend la consistance du miel;

3° On fait bouillir à couvert, en remuant souvent; on retire le feu, et on ajoûte 1 livre d'eau;

4° On filtre à froid;

5° On ajoute une livre d'eau sur le résidu, et 1 once d'acide; on fait bouillir et on filtre;

6° On réunit les liqueurs, on fait évaporer jusqu'à réduction de 8 onces, et on filtre pour en séparer le sulfate de chaux;

7° On ajoute 1 once de carbonate de soude à chaud et dissoute dans le moins d'eau possible.

Cette quantité suffit pour faire passer au violet le papier teint au bois de Fernambouc.

8° On filtre à chaud, et un quart d'heure après, la cristallisation s'opère.

Il est important de faire cristalliser dans un courant d'air; la première cristallisation produit toujours 1 once 7 grains séché sur papier Joseph. (*Note du Traducteur.*)

à une chaleur rouge et change en un verre blanc par le refroidissement; sous l'action du chalumeau, sur un charbon, il devient opaque par le refroidissement et prend une forme polyédrale. Il est en partie décomposé par les acides nitrique, sulfurique et hydrochloriqne ; il se convertit en un surphosphate de soude. Les parties constituantes de ce sel sont 20 d'acide, 18 d'alkali et 62 d'eau; il est très-employé en médecine comme axatif.

Carbonate de soude. — On l'extrait des plantes marines, particulièrement des *fuci*. Il peut être préparé en dissolvant une quantité de soude du commerce dans trois ou quatre fois son poids d'eau pure, filtrant la solution et l'évaporant jusqu'à pellicule. Cette pellicule, qui consiste en petits cubes de sel ordinaire, doit être enlevée, et la chaleur continuée jusqu'à ce qu'il n'en paraisse plus; après quoi, on laisse cristalliser.

Les cristaux de ce sel sont des octaèdres rhomboïdaux, formés par deux pyramides tétraèdres tronquées près de leur base; le goût de ce sel est légérement âcre ; il verdit les couleurs bleues végétales, et s'effleurit rapidement à l'air ; il est soluble dans 2 parties d'eau froide et dans un peu plus de son poids d'eau bouillante.

Exposés à la chaleur, ils éprouvent la fusion aqueuse ; ils fondent à une chaleur rouge et se convertissent en un liquide transparent. Les parties constituantes de ce sel sont 16 d'acide, 22 de base et 62 d'eau de cristallisation.

Sur-carbonate de soude. — L'acide est en proportion double dans ce sel, comparé à l'autre; on l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans une solution de carbonate de soude; il se dépose une masse solide. On l'a trouvé natif dans quelques parties de l'Afrique, et il change si peu à l'air, qu'on en construit même des murs de cabanes, au lieu de pierres.

Arseniate de soude. — Il ressemble à l'arseniate de potasse dans ses propriétés; lorsqu'il est saturé, les cristaux ont la

forme de prismes hexaèdres; mais avec un excès d'acide, il est déliquescent, et refuse de cristalliser.

Acétate de soude. — On l'obtient par la voie ordinaire, en saturant d'acide acétique une solution de l'alkali, la filtrant jusqu'à pellicule, et laissant cristalliser. Ces cristaux sont semblables à ceux du sel de Glauber, en prismes striés; le goût en est amer et piquant: cet acétate est soluble dans trois parties d'eau froide, et il se décompose par la chaleur. Le résidu, après avoir subi la distillation, a des propriétés phosphorescentes.

Oxalate de soude. — Si l'on fait dissoudre deux parties de carbonate de soude cristallisé, dans une partie d'acide oxalique, une partie d'oxalate de soude se précipite, et l'autre reste dans la solution; on peut l'extraire par l'évaporation. Ce sel verdit le sirop de violette.

L'acide oxalique peut aussi former un sel acide avec la soude.

Tartrate de soude. — L'acide tartarique saturé de soude, produit des cristaux aiguillés; ce sel se combine avec une autre partie d'acide, pour former un sur-tartrate, qui est moins soluble dans l'eau.

Citrate de soude.—On l'obtient par voie directe en prismes hexaèdres; il a le goût salin, s'éffleurit à l'air, et se dissout dans deux parties d'eau : quand on le chauffe il se boursoufle et se convertit en charbon.

Benzoate de soude. — L'acide benzoique et la soude forment un sel qui cristallise facilement, dont le goût est piquant et salé; il est déliquescent à l'air et très-soluble.

Camphorate de soude. — Ce sel s'obtient en saturant la soude d'acide camphorique, par une évaporation lente; il est blanc, transparent et irrégulier. Le goût en est amer; il s'effleurit à l'air, et se dissout dans 8 parties d'eau bouillante : il se boursoufle par la chaleur, l'acide se dissipe en vapeurs aromatiques, et il brûle avec flamme bleue; au chalumeau, l'acide se sublime et l'alkali reste.

SECTION III.

DE L'AMMONIAQUE ET DE SES COMPOSÉS.

On le connaissait autrefois sous le nom d'alkali volatil. Son nom actuel lui vient du temple de Jupiter Ammon, où on recueillait une grande quantité de sel ammoniaque, produit par l'incinération des matières fécales des chameaux. L'ammoniaque paraît avoir été décrit par les alchimistes du quinzième siècle; mais ce ne fut que vers le dix-huitième siècle, qu'on découvrit qu'il était composé d'hydrogène et d'azote.

Préparation. (1). — L'on introduit dans une cornue une

---

(1) Ce n'est point là le procédé que l'on suit dans le commerce; la grande quantité que l'on en expédie de Paris pour Lyon, où elle est appliquée à la teinture de la soie, est généralement fabriquée par le procédé ci-après :

On introduit des matières animales et des vieux chiffons dans des cylindres de fonte de fer; on applique la chaleur nécessaire, et on obtient une quantité prodigieuse de vapeurs que l'on conduit dans des réfrigérans, où elles se condensent; on filtre cette liqueur dans de la chaux vive, et on obtient un sulfate d'ammoniaque cristallisable. Ces cristaux sont repris par d'autres fabricans, qui commencent par les purifier, en les dissolvant dans l'eau, et en passant cette dissolution sur un filtre de charbon végétal. On le fait cristalliser de nouveau, et on l'introduit avec son poids de chaux vive dans un appareil en fonte de fer; on applique une chaleur modérée, et on recueille le gaz qui se développe dans des tourilles placées dans des baquets réfrigérans. Par ce procédé, on obtient une liqueur qui pèse 24°. Il est à observer qu'on peut également employer le carbonate d'ammoniaque tel qu'on l'obtient d'abord de la calcination de la matière animale; mais la quantité d'huile empyreumatique qui s'y trouve mêlée, et qu'on ne sépare que difficilement, fait que l'on préfère l'autre moyen indiqué. En général, on ne saurait trop répéter les filtrations des sels ammoniacaux dans cette fabrication; c'est le seul moyen d'obtenir une liqueur limpide et diaphane.

Il est des fabricans qui ne purifient pas le sulfate d'ammoniaque, et

partie de sel ammoniaque en poudre, et trois de chaux vive, on fait dégager, par le moyen de la chaleur, le gaz ammoniaque qu'on recueille sur du mercure, ou dans l'eau.

Propriétés. — Les propriétés physiques du gaz ammoniaque ressemblent à celles de l'air : le goût est acre et caustique, mais moins corrosif que les autres alkalis; l'odeur en est extrêmement piquante. Il verdit les couleurs bleues végétales, et éteint les corps en combustion. Un litre de ce gaz à 0 et sous la pression de 0^m 76, pèse 0.7752.

Quand on le fait passer à travers d'un tube rouge, il se décompose et se convertit en azote et en hydrogène; quand la température est à — 42^o 77, il se condense et devient liquide; mais, lorsque la température s'élève, il reprend la forme élastique.

Les proportions de ses parties constituantes sont de trois volumes d'hydrogène, et d'un volume d'azote, condensés en deux volumes. Ce sont les proportions qui ont été obtenues par la décomposition du gaz ammoniacal sec, par le moyen de l'électricité. Ce gaz est facilement absorbé par l'eau, à la température de + 10, et lorsque le baromètre est à près de 0^m 76, elle en absorbe près de 670 fois son volume; la pesanteur spécifique de l'au en est diminuée. Cette solution se nomme ammoniaque liquide. Lorsqu'on l'expose à la température de 54.44 centigr., le gaz s'en dégage, et lorsqu'on abaisse graduellement la température à — 40^o centigr., il cristallise; il est alors dépourvu d'odeur. Quand le gaz ammoniacal se combine avec l'eau, celle-ci s'échauffe en raison du calorique qui se dégage de l'ammoniaque, et qui se com-

---

qui se contentent d'ajouter dans leur appareil une demi-partie de poussier de charbon végétal sur une de sulfate d'ammoniaque employé. Ce moyen est bon en ce qu'alors l'appareil ne distille pas une quantité d'eau qui passe souvent dans la première tourille, pendant le premier procédé; la raison en est que le mélange n'est pas alors aussi liquide; mais le produit n'en est pas aussi beau. (*Note du Traducteur.*)

bine avec l'eau. De même que la pesanteur spécifique de l'eau diminue ou augmente suivant la quantité de gaz qu'on y combine, de même aussi son point d'ébullition est sujet à variations.

On obtient des produits différens par l'inflammation du gaz ammoniacal et du gaz oxigène, au moyen de l'électricité, ou bien quand on les passe dans un tube rouge de porcelaine, suivant les proportions des gaz employés. Quand l'oxigène domine, la plus grande partie de l'ammoniaque disparait, et il se dépose du nitrate d'ammoniaque; une partie d'oxigène se combine avec une partie d'azote de l'ammoniaque pour former de l'acide nitrique, et une autre partie de cet oxigène, s'unissant avec une partie d'hydrogène de l'ammoniaque, forme de l'eau; enfin, le tout entre dans la composition du nitrate d'ammoniaque. Mais quand l'ammoniaque est en excès, elle est entièrement décomposée; une partie de son hydrogène forme de l'eau avec l'oxigène, et l'autre partie se dégage avec l'azote.

Le gaz ammoniacal combiné avec le chlore, brûle avec une flamme blanche; l'ammoniaque est en partie décomposée; son hydrogène s'unit avec le chlore pour former de l'acide hydrochlorique, qui se combine avec l'ammoniaque restante, et forme du sel ammoniaque. Une partie de gaz azote se dégage.

Le gaz ammoniacal est absorbé par le charbon à froid, sans changement dans ses propriétés; mais quand on le passe sur du charbon rouge, il est décomposé; une partie de charbon se combine avec l'ammoniaque ou avec ses élémens, et forme de l'acide hydrocyanique (prussique).

Sulfure d'ammoniaque. — L'ammoniaque se combine en vapeurs avec le soufre, et forme un sulfure qui possède les propriétés des autres sulfures alkalins.

Hydro-sulfure d'ammoniaque. — Quand on fait passer un courant de gaz hydrogène sulfuré dans de l'ammoniaque liquide, la solution devient jaune verdâtre, et se convertit en hydro-sulfure d'ammoniaque. Quand on distille parties égales de sel ammoniaque, de chaux vive et de soufre, on obtient

un liquide d'une couleur orangé-foncé; il exhale des vapeurs extrêmement fétides, en raison de l'ammoniaque qu'il a retenu. On le désignait autrefois par le nom de liqueur fumante de Boyle. Quand les fumées sont passées, l'excès du soufre se dépose, et l'hydro-sulfure reste alors en état de pureté. On prépare aussi cet hydro-sulfure en combinant les deux gaz ensemble, ammoniaque et hydrogène sulfuré, et en les condensant dans une bouteille entourée d'un mélange frigorifique. Il cristallise en aiguilles; il est transparent et incolore; sa grande volatilité fait qu'il se sublime au sommet des vases dans lesquels on le garde.

Sulfure hydroguré d'ammoniaque. — Quand on verse de l'hydro-sulfure d'ammoniaque sur du soufre, il y a combinaison, et on obtient un sulfure hydroguré : la même combinaison s'obtient en séparent la dernière partie du liquide qui se dégage dans la distillation de la liqueur fumante de Boyle.

Sulfate d'ammoniaque. — On l'obtient par la voie directe, en saturant l'alkali d'acide. Il a été découvert par Glauber (1). Les cristaux sont des prismes hexaèdres à côtés inégaux, terminés par des pyramydes; il n'éprouve pas de changement, excepté à l'air humide; il est soluble dans deux parties d'eau froide; il fond à la chaleur, perd une partie de sa base, et devient sur-sulfate; il rougit alors les couleurs bleues végétales, et il est beaucoup plus soluble. Ses parties constituantes sont 55 d'acide, 15 d'ammoniaque et 30 d'eau.

Sulfite d'ammoniaque. — On l'obtient en passant un courant de gaz acide sulfureux dans de l'ammoniaque liquide; la solution saturée produit des cristaux. La forme des cristaux est semblable à celle du sulfate d'ammoniaque, ou bien ils constituent des prismes rhomboïdaux, ou des tétraèdres terminés par des sommets trièdres. Ce sel a un goût froid, piquant et sulfureux; il est déliquescent à l'air, et se convertit

---

(1) Voir la note précédente pour la formation du sulfate d'ammoniaque en grand.

en sulfate; il est soluble dans son poids d'eau froide, et une solution saturée agitée à l'air ouvert, se convertit en peu d'heures en sulfate. Ses parties constituantes sont 60 d'acide sulfureux, 29 d'ammoniaque et 11 d'eau.

Nitrate d'ammoniaque. — On obtient ce sel par la combinaison directe; on le nommait autrefois nitre inflammable. Il cristallise en prismes hexaèdres; cependant, la forme en varie suivant le degré de température de l'évaporation; le goût en est âcre et amer, et l'eau bouillante dissout le double de son poids.

Ce sel subit la fusion aqueuse; il est entièrement privé de son eau de cristallisation, et quand la température est plus élevée, il fait explosion avec une flamme blanche très-brillante. Ses parties constituantes expliquent la raison de cette combustion subite. L'hydrogène de l'ammoniaque s'unit avec l'oxigène de l'acide et forme de l'eau, tandisque l'azote de l'alkali et de l'acide se dégage.

Le deutoxide d'azote, qui est un composé d'azote et d'hydrogène, s'obtient en décomposant ce sel. En général, le nitrate d'ammoniaque sec éprouve une décomposition rapide à la température de 180 à 200° centigrade. Il est très-nécessaire d'observer avec soin la température à laquelle ce sel se décompose dans la préparation du deutoxide d'azote ou gaz du paradis, sur-tout quand on le destine à l'absorber.

Chlorure d'azote. — La décomposition du nitrate d'ammoniaque, par le chlore, produit une substance très-susceptible d'explosion. Si on renverse une fiole remplie de chlore sur une solution faible de nitrate d'ammoniaque, à une température de 38° centigr., le gaz est absorbé, puisque la solution monte dans la bouteille, et qu'une matière oléagineuse se forme et tombe au fond. Cette substance fut d'abord observée par les philosophes français (1), et a été examinée par eux avec le plus grand soin; la couleur est à-peu-près celle de l'huile d'o-

---

(1) M. Dulong, en 1811.

live; l'odeur en est très-pénétrante, et elle est plus volatile que l'éther. Sous l'eau et à la température de 93.33, elle se décompose, mais à 100° centigr., il se fait une explosion avec beaucoup de violence. Ce composé produit de pareilles explosions avec des substances inflammables telles que l'huile d'amande ou le phosphore.

L'eau qui est en contact avec cette substance se congèle à 4°.44 centigr., tandisque celle-ci reste fluide, même à une température très-basse. Quand on la garde dans de l'eau, elle se décompose, et laisse dégager du gaz azote. Elle est aussi décomposée par l'acide hydrochlorique fumant; il se dégage du chlore, et l'hydrochlorate d'ammoniaque reste dans la solution. Ses parties constituantes sont 19 d'azote et 81 de chlore en volume.

En faisant des expériences sur ce composé remarquable, on doit prendre le soin de n'en jamais employer plus de 75 milligrammes; il est toujours prudent de n'en recueillir que deux ou trois globules à-la-fois.

Hydrochlorate d'ammoniaque. — On le connaît dans le commerce par le nom de sel ammoniaque. Il est dérivé d'Ammonia, contrée de la Lybie; ce nom est dérivé du grec qui signifie du *sable*, et qui décrit le sol de cette région où un temple fut érigé à Jupiter. Le même sel paraît aussi être une production volcanique, puisqu'on le trouve sublimé dans les cratères des volcans. Quelque lacs de la Toscane tiennent ce sel en solution dans leurs eaux.

Tel qu'on le trouve dans la nature, ce sel est très-impur; on le soumet à différens procédés pour en extraire les corps étrangers. En Égypte, on brûle les matières animales qui en sont imprégnées, dans des fourneaux construits exprès; et quelquefois, on se sert des mêmes matières pour alimenter le feu. On introduit la suie qui en provient dans des vases de verre, que l'on soumet à une forte chaleur, pendant trois jours; au bout de ce tems, le sel se trouve sublimé à la partie supérieure des vases.

Dans les manufactures de l'Europe, on le prépare par dif-

férens procédés. On extrait l'ammoniaque de matières animales, (1); on ajoute de l'acide sulfurique pour obtenir un sulfate, et on mêle la solution avec du sel ordinaire, ou du muriate de magnésie; il se produit une double décomposition; l'acide sulfurique s'unit avec la soude ou la magnésie, et l'acide hydrochlorique avec l'ammoniaque. Le degré de solubilité des deux sels procure les moyens de les séparer; le sulfate de soude est évaporé et cristallisé dans des vaisseaux de plomb, tandis que l'hydrochlorate d'ammoniaque, à l'état d'une masse élastique, est mis dans de larges bouteilles et sublimé.

Préparé par ce dernier moyen, ce sel est en une masse solide, légèrement élastique, fléchissant sous la pression du doigt, et se réduisant difficilement en poudre. Sa pesanteur spécifique est de 1.4. Le goût en est piquant et froid; il est soluble dans 3 ou 4 fois son poids d'eau; il cristallise par une évaporation lente en pyramides tétraèdres allongées; il se produit un grand froid par sa solution dans l'eau.

Il est à peine altéré à l'air quand il a été sublimé; mais les cristaux sont déliquescens. Il est fusible et volatil par la chaleur; il s'élève en vapeurs blanches sur les charbons rouges, et se dissipe; à une plus haute température, il se décompose. L'acide sulfurique en sépare l'acide hydrochlorique avec une effervescence violente; par l'action de l'acide nitrique, on prépare l'acide hydro-chloro-nitrique ou eau régale. Les parties constituantes de l'hydrochlorate d'ammoniaque sont 68 d'acide et 32 de base. Ce sel est d'une grande importance dans la teinture, dans la préparation des couleurs, dans la métallurgie et quelques autres arts; ce qui en fait une branche de commerce très-lucrative.

Chlorate d'ammoniaque. — On prépare ce composé en mêlant du carbonate d'ammoniaque à la solution d'un chlorate terreux; ou bien, par la combinaison directe des deux

(1) Comme il a été dit dans la note, page 183.

parties constituantes; ses cristaux sont aiguiformes, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool; il est aussi très-volatil; il a un goût piquant, et il se décompose par une forte chaleur.

Phosphate d'ammoniaque. — Appelé autrefois *sel fusible* ou *microcosmique*, il se prépare par la combinaison directe de l'acide phosphorique et de l'ammoniaque. On peut en obtenir des cristaux par une évaporation lente; mais, bien plus facilement par une évaporation spontanée; ils forment alors des octaèdres réguliers, ou des prismes à quatre faces terminés par des pyramides; mais le plus souvent, on obtient une masse confuse en forme d'aiguilles. Le goût est rafraîchissant et piquant, il verdit le sirop de violette, et sa pesanteur spécifique est 1.8. Ce sel est légèrement déliquescent à l'air, soluble dans deux fois son poids d'eau froide; il subit la fusion aqueuse par la chaleur, et se change en un verre transparent, qui est acide en raison d'une partie de la base qui se dissipe. Il est décomposé par le charbon et les acides forts, ainsi que par les alkalis. Le phosphate d'ammoniaque s'emploie comme fondant, au chalumeau, dans les essais des substances minérales; on s'en sert beaucoup dans les fabriques de verres colorés, et au confectionnement des pierres fausses.

Phosphite d'ammoniaque. — On l'obtient par la combinaison directe de l'acide phosphoreux et de l'alkali; il cristallise difficilement en forme d'aiguilles allongées, et transparentes; il est déliquescent à l'air et très-soluble. Chauffé sur du charbon au chalumeau, il perd d'abord son eau de cristallisation; après quoi il est environné d'une belle lumière phosphorescente. La vitrification commence ensuite; il se dégage des bulles de gaz hydrogène phosphuré qui font explosion avec le contact de l'air; enfin l'acide phosphorique reste après la décomposition.

Carbonate d'ammoniaque. — On le connaît sous le nom d'*alkali volatil concret*. On le forme en distillant des matières animales, telles que la corne. Dans les laboratoires, on l'obtient en mêlant deux parties de chaux et une de sel ammoniaque

(hydrochlorate), tous les deux secs et en poudre fine, et en les exposant à la chaleur dans une cornue. L'hydrochlorate le décompose; l'acide se combine avec la chaux, et reste dans la cornue; tandis que l'ammoniaque s'unissant avec l'acide carbonique de la chaux, se sublime et forme une masse blanchâtre cristallisée. Le carbonate d'ammoniaque se recueille dans un appareil réfrigérant. Ses cristaux sont petits et irréguliers; le goût en est âcre, et l'odeur est celle de l'ammoniaque faible. Il verdit les couleurs bleues végétales; il ne change pas à l'air quand il est pur; deux parties d'eau froide en dissolvent plus d'une de ce sel, et à 48° 89 centigr., une partie d'eau en dissout plus que son poids; l'eau bouillante en dégage la base, de sorte qu'on ne peut pas s'en servir pour sa dissolution.

Sur-carbonate d'ammoniaque. — Le carbonate d'ammoniaque dissous dans l'eau, et exposé à l'action du gaz acide carbonique, s'absorbe en grande partie, et par l'évaporation, on obtient des cristaux hexaèdres. Ce sel est privé d'odeur et a un goût moins piquant.

Acétate d'ammoniaque. — On le connaissait autrefois sous le nom d'*esprit de mindereri.* On le prépare en saturant l'acide acétique, d'ammoniaque; ce qu'on ne peut faire que lorsqu'ils sont tous les deux concentrés. La volatilité de ce composé en rend la cristallisation difficile, excepté par l'évaporation lente et la sublimation. Les cristaux sont longs, minces et pointus, ayant une couleur blanche perlée. Le goût en est rafraîchissant; il est déliquescent et très-soluble. Il fond à 76°67 centigr., et se sublime à 120° centigr. Par la distillation de la solution, ce sel se décompose en parties: l'ammoniaque s'élève d'abord, puis l'acide, et à la fin de l'opération, une partie du sel lui-même.

Oxalate d'ammoniaque. — On le prépare par combinaison directe, et il cristallise par l'évaporation. Quand l'acide oxalique est saturé d'alkali, il se forme des prismes tétraèdres, terminés par des sommets dièdres, dont un des deux comprend trois des côtes du prisme. Le goût en est amer; une

partie de ce sel est soluble dans 20 parties d'eau, et insoluble dans l'alcool. Quand on l'expose à la chaleur, il se dégage du carbonate d'ammoniaque, et il ne reste dans la cornue, qu'un peu de charbon. Il est aussi décomposé par les acides minéraux. On peut former un sur-oxalate par l'addition d'une quantité d'acide oxalique; enfin les oxalates de potasse et de soude forment, avec l'oxalate d'ammoniaque, des sels triples. Ce sel est très-employé comme réactif pour découvrir la présence de la chaux et pour en déterminer les proportions.

Tartrate d'ammoniaque. — Ce sel cristallise facilement et a un goût amer; il est très-soluble dans l'eau et se décompose par la chaleur; par l'action des acides forts, une partie de la base s'en sépare, pour former un sur-tartrate qui est moins soluble.

Camphorate d'ammoniaque. — On obtient ce sel en ajoutant l'acide camphorique à une solution de carbonate d'ammoniaque à 45° centigr., jusqu'à ce que l'effervescence cesse. L'évaporation doit se faire lentement, à cause de la volatilité de la base. Il ne cristallise que difficilement. Quand l'évaporation n'est pas poussée trop loin, on obtient une masse cristalline, dans laquelle on observe des cristaux aiguillées; évaporé à siccité, il se forme une masse solide et opaque dont le goût est amer et piquant. Le camphorate d'ammoniaque est légèrement déliquescent, peu soluble à l'eau froide, mais bien dans trois parties d'eau à 100°. Il se dissout entièrement dans l'alcool, et un excès de base le rend plus soluble. Sur les charbons rouges, il fond, s'élève en vapeurs; produit une flamme bleue et rouge au chalumeau, et se dissipe enfin entièrement.

CHAPITRE XV.

DES TERRES.

On compte neuf substances auxquelles on donne ce nom; 1° la magnésie, 2° la chaux, 3° la barite, 4° la strontiane, 5° l'alumine, 6° la silice, 7° l'yttria; 8° la glucine, 9° la zircone. Les quatre premières sont analogues aux alkalis, dans quelques-unes de leurs propriétés. Elles sont solubles dans l'eau, et verdissent les couleurs bleues végétales. Ces propriétés leur ont fait donner le nom de terres alkalines. Les cinq dernières, insolubles dans l'eau, n'ont ni goût ni odeur, et sont des terres proprement dites.

Ces substances, ainsi que les alkalis, paraissent être des oxides métalliques, c'est-à-dire composées d'oxigène et d'une base métallique particulière.

1. *Du magnésium.* — C'est la base métallique de la magnésie. On décompose cette terre en la soumettant légérement hu mide et en contact avec le mercure, à l'action du galvanisme; on obtient un amalgame de mercure et de magnésium, que l'on distille dans des tubes de verre remplis de vapeurs d'huile de naphte; mais comme la base métallique paraît agir sur le verre, il est difficile de se la procurer en parfaite pureté. Ce métal est blanc et solide, ayant une apparence argentine; il est plus pesant que l'eau, et quand on l'expose à l'air, il se convertit en magnésie par l'absorption rapide de l'oxigène.

2. *Du calcium.* — On mêle une petite quantité de chaux pure avec le tiers de son poids d'oxide rouge de mercure; on place le mélange sur une lame de platine que l'on fait correspondre à l'extrémité positive de la batterie galvanique; on introduit dans une cavité du mélange terreux, un globule

de 38 centigrammes de mercure, que l'on met en contact avec l'extrémité négative de la batterie, au moyen d'un fil de platine. Par l'action galvanique, on obtient un amalgame que l'on distille dans des tubes de verre remplis de vapeurs de naphte. La plus grande partie du mercure se dégage; mais il est très-difficile d'en séparer toute la quantité. On obtient un globule solide, ayant l'apparence d'argent, qui est le calcium. Quand on l'expose à l'air, il se convertit en peu de tems, en chaux, par l'absorption de l'oxigène; et quand on le chauffe à l'air libre, il brûle rapidement. On obtient pour produit de la chaux vive. La très-petite quantité qu'on a obtenue de ce sel jusqu'à ce jour, a empêché d'en étudier les propriétés avec soin; sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau.

3. *Du barium.* — On obtient ce métal par un procédé semblable; sa couleur est argentée, se ternissant promptement à l'air, et se convertissant en barite. Ce métal est plus pesant que l'eau qu'il décompose pour produire une solution de barite. Il fond à une chaleur rouge brun, et requiert une température très-élevée pour se volatiliser.

4. *Du strontium.* — On obtient ce métal par un procédé semblable à celui des autres : il est blanc et solide, plus pesant que l'eau, et semblable au barium. Il se convertit en strontiane par son exposition à l'air, par l'absorption de l'oxigène.

5. *De l'aluminium.* — Il paraît que l'alumine n'est non plus qu'un composé d'une base métallique et d'oxigène, quoiqu'on n'ait pu l'obtenir séparée. Si on soumet à l'action du galvanisme un globule de fer en contact avec de l'alumine humide, on obtient un alliage qui fait effervescence dans l'eau, et qui se couvre d'une poudre blanche, laquelle n'est que l'alumine restaurée par l'absorbtion de l'oxigène.

6. *Du silicium.* — La silice a été soumise à de pareilles expériences, afin d'en opérer la décomposition. Quand on fait passer du potassium dans de la silice contenue dans un tube de platine, ce métal se convertit en potasse en se combinant avec l'oxigène de la silice, et il s'en sépare une substance

brune qu'on suppose être du silicium. On croit que cette base est d'une nature métallique, quoique cependant ses propriétés, analogues à celles du carbone et du bore, pourraient la faire considérer comme un corps simple non métallique. Cette substance, quelle que soit sa nature, s'unit facilement avec l'oxigène, et se convertit en silice. Suivant la dernière manière de considérer cette base, la théorie la fait classer parmi les acides.

7. *Yttrium.* — On croit que l'yttria consiste également en une base métallique; mais on n'a pu encore l'obtenir en quantité assez notable pour en déterminer les propriétés. Quand on fait passer du potassium dans de l'yttria, à une chaleur rouge, il se forme de la potasse et on observe des particules de couleur grise, mêlées avec l'alkali. On croit que ces particules sont l'yttrium.

8. *Glucinium.* — La glucine soumise à une pareille expérience, on trouve aussi des particules métalliques mêlées avec la potasse. Elles décomposent l'eau en dégageant son hydrogène.

9. *Zirconium.* — La composition de la zircone paraît être semblable à celle des autres terres, et sa base est appelée *zirconium.*

SECTION I.

DE LA MAGNÉSIE ET DE SES COMPOSITIONS.

Vers le dix-huitième siècle on annonça que la magnésie était un remède à toutes les maladies; on découvrit bientôt que c'était le produit de la calcination du résidu qui reste après la préparation du nitrate de potasse; mais ce ne fut que vers le milieu de ce siècle que ses différentes propriétés, ainsi que celles de la chaux et des autres alkalis caustiques, furent déterminées par le doct. Black et Bergman.

Préparation. — On obtient la magnésie en pureté en faisant dissoudre du sel d'Epsom dans de l'eau, et en précipitant par la potasse; celle-ci ayant plus d'affinité pour l'acide sulfu-

13.

rique, la magnésie se précipite. On lave ce précipité à l'eau chaude, et alors il constitue une poudre blanche très-fine, inodore et sans goût. Lorsque ce précipité est sec, il laisse une sensation amère sur la langue, et produit un léger changement verdâtre aux couleurs bleues; il est à peine soluble dans l'eau, et ne subit aucun autre changement à l'air, sinon que d'en absorber un peu d'humidité.

Sulfure de magnésie. — On peut obtenir la combinaison du soufre et de la magnésie par la voie sèche ou humide. Deux parties de magnésie et une de soufre, fondues dans un creuset à une chaleur modérée, afin que le soufre ne soit pas décomposé, produisent une masse jaune orangée qui n'est pas très-soluble, mais qui dégage beaucoup d'hydrogène sulfuré.

Sulfate de magnésie. — Il est connu sous les noms de sel d'Epsom, de Seidlitz, parce qu'il existe dans les eaux minérales de ces lieux. Il forme aussi une partie des sels contenus dans les eaux de l'Océan. L'eau-mère du sel ordinaire consiste principalement en sulfate de magnésie; on la purifie par la solution aqueuse et par la cristallisation. Ces cristaux sont des prismes tétraèdres terminés par des pyramides; le goût en est amer; ils sont solubles dans leur poids d'eau froide et dans moins d'un tiers d'eau bouillante; ce sel s'effleurit à l'air, et subit la fusion aqueuse à la chaleur. Il est décomposé par les alkalis fixes, et forme, avec l'ammoniaque, un sel triple. Ses parties constituantes sont 38 d'acide, 18 de base et 44 d'eau.

Sulfate d'ammoniaque et de magnésie. — On obtient ce composé en mêlant des solutions saturées de sulfate d'ammoniaque et de sulfate de magnésie. Il cristallise facilement. On peut l'obtenir en ajoutant de l'ammoniaque à une solution de sulfate de magnésie; une partie de cette dernière se précipite, et on peut obtenir des cristaux octaèdres par l'évaporation : le goût en est amer et âcre; il n'effleurit pas à l'air, mais il est moins soluble que le sulfate simple. Il est composé de 68 de sulfate de magnésie et de 32 de sulfate d'ammoniaque.

Sulfite de magnésie. — On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans deux parties d'eau contenant une partie de carbonate de magnésie; il se produit de la chaleur par l'effervescence, le sulfite se précipite, et lorsqu'on le redissout dans un excès d'acide, il produit des cristaux en tétraèdres transparens. Ce sel a un goût douceâtre qui devient sulfureux par la suite; il est inodore, et s'effleurit à l'air, en se convertissant en sulfate; il est soluble dans 20 parties d'eau froide.

Sulfite d'ammoniaque et de magnésie. — On forme ce sel triple en mêlant les solutions des deux sels, ou en ajoutant de la magnésie à une solution de sulfite d'ammoniaque ou bien de l'ammoniaque à celle de sulfite de magnésie. On obtient des cristaux transparens, qui, exposés à l'air, se convertissent en sulfate. Ce sel est moins soluble que ceux qui le constituent. La chaleur en dégage l'acide sulfureux; il se sublime un sulfate acidulé d'ammoniaque et la magnésie pure s'en sépare.

Nitrate de magnésie. — Autrefois appelé salpêtre magnésien, on le prépare par combinaison directe; il cristallise en rhomboïdes tétraèdres avec des sommets obliques ou tronqués; ou bien en petites aiguilles groupées. Il a un goût pénétrant et amer; il est soluble dans son poids d'eau froide. La chaleur lui fait éprouver la fusion aqueuse et le décompose; il dégage un peu de gaz oxigène, de gaz nitreux, et enfin de l'acide nitrique; la magnésie reste pure. Ce sel est composé de 46 d'acide, 22 de base et 32 d'eau.

Nitrate d'ammoniaque et de magnésie. — Ce sel triple est formé en décomposant le nitrate d'ammoniaque par la magnésie; il cristallise en beaux prismes; le goût en est amer et ammoniacal; il est moins déliquescent et moins soluble que les sels qui le constituent. Soumis à une chaleur subite il s'enflamme rapidement; chauffé lentement à vase clos, il se décompose, laisse dégager de l'oxigène, du gaz nitreux, de l'acide nitrique et beaucoup d'eau, sans autre trace d'ammoniaque; ce qui indique que l'hydrogène de celle-ci se combine avec l'oxigène pour augmenter le volume d'eau.

Hydrochlorate de magnésie. — On le trouve dans les eaux de l'Océan et dans quelques eaux minérales, avec les hydrochlorates de soude et de chaux. En saturant la magnésie d'acide hydrochlorique, on obtient des cristaux irréguliers par l'évaporation; mais ce sel est ordinairement en poudre ou en forme gélatineuse : il a un goût amer très désagréable; il est déliquescent à l'air; il se dissout dans son poids d'eau froide, et se décompose par la chaleur; il forme aussi un sel triple avec l'ammoniaque.

Fluate de magnésie. — On l'obtient par la combinaison directe, en prismes hexaèdres terminés par des pyramides à trois faces rhomboïdales. Mais quand on verse du fluate de potasse dans une solution de sulfate de magnésie, le fluate de celle-ci se précipite en gelée, insoluble à sec dans les acides.

Phosphate de magnésie. — On l'obtient par combinaison directe, ou en ajoutant une solution de phosphate de soude à celle de sulfate de magnésie; il se fait une double décomposition; en peu d'heures, il se forme des cristaux transparens. Ils ont la forme de prismes hexaèdres à côtés inégaux, mais plus fréquemment en forme de poudre. Ce sel a un goût douceâtre; il s'effleurit à l'air; il est peu soluble à l'eau froide, et il forme un sel triple avec l'ammoniaque.

Phosphite de magnésie. — On prépare ce composé en mêlant les solutions de phosphite de soude ou de potasse avec celle de sulfite de magnésie. Le nouveau composé est en forme de lames blanches et brillantes ou en tétraèdres cristallisés. Il s'effleurit à l'air, et exige 400 parties d'eau froide pour le dissoudre. Quand on le chauffe, il se boursoufle pour se convertir en verre; il produit une lumière phosphorescente au chalumeau, et devient opaque par le refroidissement.

Corbonate de magnésie. — Ce sel se prépare en ajoutant du sulfate de magnésie à une solution de carbonate de potasse. Ses cristaux sont des prismes hexaèdres transparens, qui perdent cette transparence à l'air. Ce sel est soluble dans

48 parties d'eau froide, et il décrépite quand on l'expose à la chaleur dans un creuset, où il perd son acide et son eau de cristallisation, et se convertit en poudre. Il est presque sans goût. La magnésie du commerce est souvent dans ce dernier état; mais elle n'est pas entièrement saturé d'acide carbonique.

Acétate de magnésie. — Formé par combinaison directe, il refuse de cristalliser, et se prend en une masse viscide, d'un goût agréable, produisant par la suite une impression d'amertume; il est déliquescent à l'air et très-soluble. La magnésie produit des composés avec les acides oxalique, tartarique, citrique, benzoïque, camphorique et quelques autres, dont les cristaux sont réguliers et très-solubles, et quelquefois en poudres presque insolubles.

SECTION II.

DE LA CHAUX ET DE SES COMPOSÉS.

La chaux, si abondante dans la nature, paraît avoir été employée dans les premiers âges du monde. Les anciens connaissaient même quelques-unes de ses vertus médicinales, indépendamment de l'usage qu'ils en faisaient dans leurs constructions. La chaux est rarement à l'état de pureté dans la nature; outre plusieurs substances, elle est toujours combinée à l'acide carbonique. Pour l'obtenir pure, on soumet des fragmens de marbre blanc à une forte chaleur, pour en dégager l'acide carbonique; après l'avoir calciné, on y verse de l'eau qui est rapidement absorbée avec dégagement de chaleur; la masse se soulève, se dilate et tombe en poussière. On l'appelle chaux vive, d'après ses propriétés actives. Dans ce procédé, une quantité considérable d'eau devient solide en se séparant de la proportion nécessaire de calorique pour la tenir à l'état liquide. La chaleur est quelquefois élevée à 100°, et capable d'enflammer des substances combustibles; c'est la cause des accidens fréquens qui arrivent aux chariots et aux bateaux qui sont chargés de cette substance.

On peut obtenir de la chaux pure en lavant de la craie dans de l'eau de pluie, que l'on dissout ensuite dans de l'acide acétique; on précipite par le carbonate d'ammoniaque, et après plusieurs lavages, on calcine la chaux. Si l'on calcine à blanc des écailles d'huitres bien nettoyées à l'eau bouillante, et qu'on les expose ensuite à une chaleur rouge, dans une cornue de porcelaine, on obtient également de la chaux pure; il faut la conserver dans des vases fermés, à l'abri du contact de l'air. La chaux pure est blanche, d'un goût chaud et caustique, détruisant l'épiderme des substances animales, et verdissant les couleurs bleues végétales; elle est soluble dans 450 parties d'eau; la solution est transparente, ayant un goût acre, et verdissant le sirop de violettes. Quand on l'expose à l'air, la solution se couvre d'une pellicule qui est un carbonate de chaux, formé par l'absorption de l'acide carbonique de l'air; ce carbonate étant insoluble, se précipite, et facilite ainsi la formation d'une autre pellicule. La chaux délitée est connue sous le nom d'hydrate de chaux.

La chaux peut être cristallisée artificiellement, en faisant bouillir une quantité de nitrate de chaux avec un quart de son poids de chaux vive; on évapore jusqu'à ce qu'une goutte, mise sur un marbre, prenne une consistance solide. On filtre la solution, et on l'introduit dans un vase fermé, afin de la refroidir lentement. Les cristaux qui se forment doivent être lavés dans l'alcool, pour en dissoudre la partie restante de muriate de chaux.

Du mortier. — La chaux doit être récemment délitée, et la quantité d'eau ajoutée doit être proportionnée pour former un bon mortier. On a recommandé, dans ce pays, les proportions suivantes pour obtenir un mortier durable : 4 parties de gros sable, 3 de sable fin et une partie de chaux vive; l'addition d'un quart d'os brûlés, augmente la ténacité du mortier, et empêche qu'il ne se fêle en séchant. Pour lui donner encore plus de solidité, on propose d'ajouter une partie de chaux non éteinte. Trois parties de sable fin, trois de ciment provenant de briques bien cuites, deux de chaux

éteinte et deux de chaux vive, réussissent également bien.

Ciment pour l'eau. — Comme le mortier ordinaire n'est point propre à bâtir sous l'eau, il est nécessaire d'ajouter quelque substance qui ait la propriété de le consolider en pareil cas; le manganèse produit cet effet. Un bon ciment à eau se prépare avec les proportions suivantes : 90 parties de pierre à chaux, 6 d'oxide noir de manganèse, 4 d'argille bleue, toutes réduites en poudre; on calcine ce mélange pour en chasser l'acide carbonique, et on ajoute 60 parties de sable, avec une quantité d'eau suffisante pour en former un mortier.

Phosphure de chaux. — Dans un tube de verre lutté et bouché à une des extrémités, on introduit une partie de phosphore; après avoir mis au-dessus 4 ou 5 fois son poids de chaux vive en poudre, on expose cette partie du tube où se trouve la chaux, à la chaleur, jusqu'à la rougir; en cet état, on élève le tube, et on amène cette partie qui contient le phosphore, en contact avec le feu. Le phosphore se réduisant en vapeurs, se combine avec la chaux, et on obtient ainsi un phosphure de chaux brun. Il est inodore; il tombe en morceaux par son exposition à l'air, et il est très-soluble dans l'eau qu'il décompose. Il s'ensuit une effervescence et un dégagement d'hydrogène phosphuré, provenant de la combinaison du phosphore et de l'hydrogène de l'eau, qui s'enflamme spontanément en gagnant la surface du liquide. Il paraît qu'il se produit un autre changement pendant l'action du phosphure de chaux et de l'eau. Une partie d'hydrogène phosphuré se combine avec le phosphure de chaux, et forme un hydrogure phosphuré; de sorte que le phosphure, enlevé à l'eau et séché, s'enflamme par le contact de l'acide hydrochlorique, qui en sépare le gaz hydrogène phosphuré.

Sulfure de chaux. — Quand on chauffe, dans un creuset, du soufre et de la chaux en poudre, il y a combinaison; on obtient une masse âcre et rougeâtre, de sulfure de chaux. Exposé à l'air, ce composé en attire l'humidité; aspergé d'un peu d'eau, il change de couleur, devient jaune verdâtre en dégageant l'odeur fétide d'hydrogène sulfuré, et se change en

un sulfure hydroguré. On forme aussi ce sel en ajoutant de l'eau à un mélange de soufre et de chaux, ou bien en faisant bouillir de l'eau de chaux sur du soufre. Quand on fait passer du gaz hydrogène sulfuré dans de l'eau de chaux, il se combine avec la chaux, le rend plus soluble, et forme un hydrosulfure de chaux. La chaux ainsi saturée, cristallise. Lorsque ces cristaux sont exposés à l'air, ils produisent un odeur très-fétide; ils sont très-solubles, et se décomposent avec effervescence par les acides.

Sulfate de chaux. — Il est connu sous le nom de *gypse* ou *plâtre de Paris*, et d'*albâtre;* il est très-commun.

Les cristaux de ce sulfate pur sont des prismes tétraèdres à bases rhomboïdales. Il est inaltérable à l'air et peu soluble, car il exige 450 parties d'eau à 110°. Exposé à la chaleur, il perd son eau de cristallisation, devient friable et change en une poudre blanche. Quand on y ajoute de l'eau, celle-ci est absorbée et rend la masse solide. Cette propriété le rend très-utile dans les constructions, sous le nom de plâtre de Paris, qui est cependant mêlé à un peu de carbonate de chaux. Le sulfate de chaux, fortement chauffé, devient phosphorescent et fond.

On trouve une variété de ce sulfate, entièrement dépourvu d'eau de cristallisation; on le nomme sulfate *anhydre;* ses cristaux sont des prismes rectangulaires, d'un lustre perlé, d'une dureté extrême, transparens, phosphorescens à la chaleur et insolubles.

Sulfite de chaux. — On le prépare en faisant passer un courant de gaz sulfureux dans de l'eau contenant du carbonate de chaux en poudre; il se produit une effervescence; le sulfite se précipite en poudre, et si on continue l'addition de l'acide sulfureux après l'effervescence, cette poudre se redissout; le liquide s'échauffe, et le sel cristallise par refroidissement en prismes hexaèdres terminés par des pyramides allongées. Il est d'abord dépourvu de goût; mais il devient à la fin sulfureux; il s'effleurit lentement à l'air, et se convertit en sulfate de chaux à la surface. Une forte chaleur

en dégage le soufre, et le convertit également en sulfate.

Nitrate de chaux. — Il se prépare en dissolvant du carbonate de chaux dans l'acide nitrique, dont on obtient des cristaux en évaporant jusqu'à consistance sirupeuse. Ce sel accompagne toujours le nitre, et reste dans la solution après la cristallisation de celui-ci; c'est ce qui lui a fait donner le nom de nitre calcaire, ou eau-mère de nitre. Les cristaux du nitrate de chaux sont des prismes hexaèdres terminés par des pyramides allongées, ou bien des aiguilles striées ayant une apparence argentine. Ils sont très-déliquescens, une partie d'eau froide en dissolvant quatre de ce sel; il se fond comme de l'huile, et quand il devient sec, il acquiert, par la calcination, la propriété de luire dans l'obscurité; c'est ce qui lui a fait donner le nom de phosphore de *Baudoin*. A une plus forte chaleur, il se décompose; le gaz nitreux, l'oxigène et l'azote se dégagent, et il reste de la chaux pure; il est aussi décomposé par l'acide sulfurique, et en partie par l'acide phosphorique, par la potasse et la soude. On a recommandé ce sel comme pouvant substituer le nitrate de potasse, dans la fabrication de l'acide nitrique.

Hydrochlorate de chaux. — Les anciens chimistes le connaissaient sous le nom de *sel ammoniaque fixe*. On le trouve dans les eaux minérales; il se prépare en saturant le carbonate de chaux avec de l'acide hydrochlorique; il cristallise, par l'évaporation, en prismes hexaèdres. Ce sel a un goût âcre très-désagréable; il est très-déliquescent, car l'eau froide en dissout deux parties. Il fond par la chaleur, qui le prive de son eau de cristallisation. A une température plus élevée, une partie de son acide se dégage, et il acquiert, avec un excès de base, la propriété de luire dans l'obscurité, d'où il a reçu le nom de *phosphore de Homberg*. Ce sel n'est employé que dans les expériences chimiques, pour produire des froids artificiels, en le mêlant à de la glace concassée ou de la neige; il a le plus d'effets de tous les sels, par sa grande solubilité et sa transition subite de l'état solide à l'état li-

quide. Pour le préparer à cet usage, il faut évaporer la solution jusqu'à une forte consistance sirupeuse, et remuer sans cesse pendant le refroidissement. Il est alors granulé; on le réduit en poudre lorsque la température est à o, et on le met dans des bouteilles à l'abri de l'air. Le chlorure de calcium est composé de 63 de chlore et de 37 de calcium.

Chlorate de chaux. — On le prépare comme le chlorate de potasse; on introduit du marbre blanc en poudre dans un appareil de Wolf, et on y fait passer un courant de chlore à chaud, jusqu'à ce que l'effervescence cesse. La solution est piquante et stiptique, de couleur rougeâtre, et cristallisant à la fin de l'opération. Ce sel est très-déliquescent; il fond dans son eau de cristallisation à une faible chaleur; il est très-soluble dans l'alcool; on l'a beaucoup employé dans le blanchîment.

Fluate de chaux. — Il est très-abondant dans quelques parties de la terre; il prend différens noms, suivant les lieux d'où on le tire et les usages auxquels on l'applique. Quand on le prépare artificiellement, en combinant l'acide et la terre, ce sel est toujours sous la forme d'une poudre insoluble. A l'état natif, il est cubique, rarement angulaire, ou dont les côtés sont tronqués; il est transparent, offrant beaucoup de couleurs, sur-tout le pourpre et le bleu; enfin il est insoluble. Quand on le chauffe, il décrépite, et paraît lumineux dans l'obscurité; à une haute température, il fond en un verre transparent, et se décompose par les acides forts, ainsi que par les carbonates de potasse et de soude, et la plupart des phosphates.

Phosphate de chaux. — Ce composé forme la base des os. Il se prépare en les calcinant à blanc, les réduisant en poudre et les lavant, pour dissoudre les sels solubles. On purifie la poudre blanche qui reste du carbonate de chaux qu'elle contient, en y ajoutant de l'acide acétique faible, et on répète les lavages. Le même composé se trouve natif sous le nom d'*apatite*, quelquefois en masse et souvent cristallisé. Il est inal-

térable à l'air et insoluble; une faible chaleur ne l'attaque pas, mais exposé à une haute température, il se convertit en porcelaine semi-transparente.

Sur-phosphate de chaux. — Ce sel, contenant un excès d'acide, s'obtient par la décomposition partielle du phosphate, au moyen des acides qui lui enlèvent une partie de sa base, ou bien en dissolvant le phosphate de chaux dans l'acide phosphorique. Il cristallise en lames perlées, ou en petites aiguilles soyeuses; le goût en est très-acide; il est déliquescent à l'air, et produit du froid pendant sa dissolution aqueuse.

Phosphite de chaux. — On le prépare par la combinaison directe. Quand la base est saturée, le sel est en une poudre blanche, insoluble; mais avec un excès d'acide, il forme des petits prismes ou des aiguilles; il est sans goût et inaltérable à l'air. Le phosphite neutre se dissout dans les acides, sans se décomposer.

Carbonate de chaux. — La pierre à chaux, le marbre et la craie sont des carbonates de cette base. Il est très-abondant dans la nature et souvent cristallisé; il est inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau. La préparation de ce carbonate artificiel demande quelques soins. Les proportions de l'acide et de la terre doivent être exactes, car, avec trop peu d'acide, le premier précipité qui se forme, est redissous dans l'eau, et paraît former un carbonate avec excès de base; trop d'acide dissout également le premier carbonate, qui se précipite et disparaît dans cet excès. Quand on le soumet à une haute température, il perd son eau de cristallisation, devient blanc, opaque et friable; en augmentant la température, tout le gaz carbonique s'en dégage. Ce carbonate est décomposé par tous les acides avec effervescence; ses parties constituantes sont 44 d'acide et 56 de base.

Acétate de chaux. — En dissolvant du carbonate de chaux dans l'acide acétique jusqu'à saturation, et en évaporant la solution jusqu'à pellicule, on obtient des cristaux d'acétate de chaux en petits prismes, ayant beaucoup de brillant

soyeux. Ce sel a un goût sur et amer; il est soluble dans l'eau et inaltérable à l'air. La chaleur le décompose par la séparation et la décomposition partielles de son acide. Ses parties constituantes sont 64 d'acide et d'eau, et 36 de chaux.

SECTION III.

DE LA BARITE ET DE SES COMPOSÉS.

La barite fut découverte par Scheele, en 1773. Son nom, qui lui fut donné par Kirwan, est dérivé du grec, et exprime son degré de pesanteur spécifique.

Si on réduit du sulfate de barite en poudre fine, que l'on mêle ensuite avec le neuvième de son poids de poussier de charbon, et qu'on l'expose dans un creuset pendant plusieurs heures à une forte chaleur, l'acide sulfurique se décompose, et le soufre restant forme un sulfure avec la terre. Ce sulfure étant dissous dans l'eau, il se forme un nitrate de barite par l'addition de cet acide, tandis que le soufre se précipite. Évaporé lentement, on obtient des cristaux qui, exposés à une forte chaleur dans un creuset, donnent de la barite pure par la décomposition de l'acide nitrique. Par un autre procédé plus économique, le sulfate est décomposé comme ci-dessus, et on ajoute à la solution sulfurée, du carbonate de soude, qui précipite une poudre blanche, que l'on lave, et dont on forme des boules avec du charbon pour les exposer à une forte chaleur dans un creuset. Projetés ensuite dans de l'eau, une partie de la barite s'y dissout et cristallise par le refroidissement. La barite formée par le premier procédé est en masses poreuses grises, ayant un goût brûlant, et cause la mort, prise intérieurement; elle détruit l'épiderme des substances animale, verdit les couleurs bleues, et a des propriétés analogues aux alkalis fixes. Exposée à l'air humide, elle se gonfle, acquiert de la chaleur, et tombe en poussière. Si on la met en contact avec de l'eau, elle gonfle et augmente de volume. Après avoir été ainsi éteinte, si on continue d'y ajou-

ter de l'eau, elle cristallise en aiguilles. L'eau bouillante dissout la moitié de son poids de barite, et l'eau froide, un dixième. Exposés à l'air, les cristaux tombent en poudre par l'absorption de l'acide carbonique.

Phosphure de barite. — Si on introduit un mélange de phosphure et de barite dans un tube de verre, et qu'on le soumette à la chaleur, il se produit une combinaison rapide avec formation de phosphure de barite, de couleur brune, ayant l'apparence métallique, très-fusible, et exhalant une odeur très-fétide lorsqu'on l'humecte. Il est lumineux à l'obscurité; quand on le projette dans l'eau, il se décompose en dégageant de l'hydrogène phosphuré; il se convertit à la longue en phosphate de barite.

Sulfure de barite. — On l'obtient en soumettant à la chaleur un mélange de soufre et de barite. Ce sulfure est très-soluble dans l'eau, qui en est rapidement décomposée; il se dégage du gaz hydrogène sulfuré, qui, se combinant avec le sulfure, forme un composé appelé hydro-sulfure de barite, cristallisant quelquefois en petites aiguilles et souvent en prismes hexaèdres ou octaèdres. La barite forme aussi avec le soufre un sulfure hydroguré; c'est-à-dire, que l'hydrogène sulfuré se combine avec une autre partie de soufre, et s'unit avec la barite. Ce sulfure hydroguré dégage, par l'action des acides, du gaz hydrogène sulfuré, tandis que le soufre se dépose en même tems.

Sulfate de barite. — Ce sel est très-abondant dans la nature; on le connaissait autrefois sous le nom de *pierre de Bologne;* on le prépare rarement soi-même, et il est remarquable par sa pesanteur spécifique, qui est de 44. On le trouve souvent compacte, mais aussi souvent cristallisé; il n'a ni goût ni odeur; il est inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau. Chauffé soudainement, il décrépite et fond avec difficulté; au chalumeau, il se convertit en un globule opaque. Mêlé avec du charbon, et soumis à une chaleur rouge, ce sulfate se décompose et change en un sulfure qui est phosphorescent; on le nommait *phosphore de Bologne*, parce

qu'on l'observa d'abord près de cette ville. Ce sulfate est aussi décomposé par les carbonates de potasse et de soude, à la voie sèche ou humide.

Sulfite de barite. — Si l'on fait passer un courant de gaz acide sulfureux, dans de l'eau contenant du carbonate de barite en solution ou suspendu, il se forme un composé en poudre, ou cristallisé. Ces cristaux sont des tétraèdres ou des aiguilles brillantes et opaques. Ce sel a à peine un goût; il est inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau. On l'a employé comme réactif pour essayer la pureté de l'acide sulfureux, car, mêlé à l'acide sulfurique, il se produit un précipité instantané.

Nitrate de barite. — On obtient ce composé, soit par la décomposition du sulfure de barite par l'acide nitrique, soit en saturant d'acide le carbonate de barite natif ou artificiel. L'emploi de ce dernier exige des lavages à l'eau distillée jusqu'à ce que celle-ci cesse de précipiter le nitrate d'argent. On obtient des cristaux en petites lames brillantes ou en octaèdres, par l'évaporation. Ce sel a un goût légèrement âcre; il change peu à l'air; il est soluble dans 12 parties d'eau froide et dans 4 d'eau à 100°; il décrépite sur les charbons incandescens, se boursoufle, et lorsqu'on le chauffe dans une cornue, il se dégage de l'eau, de l'oxigène et du gaz azote; il reste dans la cornue de la barite pure, sous la forme d'une masse grise et poreuse. C'est par ce procédé qu'on obtient la terre pure. Le nitrate de barite est un réactif très-utile pour reconnaître l'acide sulfurique ou ses combinaisons, avec lequel il forme un précipité insoluble.

Hydrochlorate de barite. — On prépare ce sel par la combinaison directe de l'acide hydrochlorique faible et du carbonate de barite, ou bien du sulfure en solution aqueuse, que l'on évapore jusqu'à pellicule, et qui produit des cristaux d'hydrochlorate de barite; mais comme il se trouve quelquefois du fer, dissous avec la barite, on l'en sépare par l'ammoniaque liquide, ou en calcinant le mélange: l'acide se dégage, et le fer reste à l'état d'oxide insoluble dans l'eau.

L'hydrochlorate de barite cristallise en pyramides octaèdres. Le goût en est acide, astringent et métallique; il est inaltérable à l'air, soluble dans trois parties d'eau froide; il décrépite à la chaleur, perd son eau de cristallisation, se dessèche, tombe en poussière et fond; mais il n'est pas décomposé par la plus forte chaleur. C'est un des réactifs les plus sensibles pour l'acide sulfurique.

Carbonate de barite. — On le trouve pur dans la nature; on le prépare en exposant une solution de barite pure à l'air, ou en passant un courant de gaz acide carbonique dans cette solution; on peut encore décomposer le sulfate de barite par le carbonate de potasse. Il constitue une poudre blanche sans goût, inaltérable à l'air et très-peu soluble dans l'eau.

Acétate de barite. — Ce sel se prépare par la combinaison directe de l'acide et de la terre, ou bien par la décomposition du sulfure de barite par cet acide. On obtient de beaux cristaux transparens par l'évaporation de sa solution. Ce sel a un goût amer; il s'effleurit à l'air; il est soluble dans l'eau et décomposé par les alkalis, les carbonates et la plupart des sulfates. On l'emploie convenablement pour reconnaître l'acide sulfurique dans un liquide, particulièrement le vinaigre. On doit toujours se rappeler que la barite et ses composés sont des poisons violens, pris à l'intérieur.

SECTION IV.

DE LA STRONTIANE ET DE SES COMPOSÉS.

La strontiane fut découverte en 1790. On la trouve à l'état de carbonate natif, dans les mines de plomb de *Strontiane*, en Écosse; les environs de Bristol en fournissent aussi, combiné avec l'acide sulfurique.

On l'obtient pure en exposant le carbonate de strontiane mêlé à du poussier de charbon, à une forte chaleur, ou bien en dissolvant le sel natif dans de l'acide nitrique et en décomposant ce nitrate par la chaleur. Il est en

petits fragmens poreux, de couleur grise; le goût en est âcre et alkalin; il verdit les couleurs bleues végétales et change à peine lorsqu'on l'expose à une très-grande chaleur. La strontiane ne fond pas au chalumeau, mais elle s'enveloppe d'une flamme blanche et brillante. Quand on ajoute un peu d'eau, elle se dilate avec dégagement de chaleur, et tombe en poudre : elle est soluble dans 200 parties d'eau : celle à 100° en dissout davantage et dépose par le refroidissement, des lames rhomboïdales, ou des aiguilles soyeuses aplaties, ou enfin des prismes comprimés. Ces cristaux effleurissent à l'air, et ont un goût âcre; la solution de la terre est aussi alkaline, et verdit les couleurs bleues végétales. Quand on expose cette solution à l'air, elle se couvre d'une pellicule, par l'absorption de l'acide carbonique. Cette terre a la propriété de communiquer une couleur pourpre à la flamme : la chaux, soumise au même réactif, produit un jaune orangé; et la barite, une couleur jaune.

Phosphure et sulfure de strontiane. — Ces composés sont obtenus par les mêmes moyens que ceux de barite, et sont analogues dans un grand nombre de leurs propriétés. Mais le sulfure hydroguré de strontiane est décomposé par un acide, et l'hydrogène sulfuré qui se dégage entraîne une partie de la terre en solution, et brûle avec une belle flamme pourpre.

Sulfate de strontiane. — Obtenu par la voie directe, il forme une poudre blanche insoluble qui se précipite; à l'état natif, il est cristallisé en aiguilles fines; il est inaltérable à l'air et indécomposable par les acides, mais bien par les carbonates de potasse et de soude, les sels de barite, et les phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque. Il produit une flamme pourpre jaunâtre au chalumeau.

Nitrate de strontiane. — On le prépare en précipitant le sulfure de strontiane par l'acide nitrique, ou en dissolvant le carbonate de cette base dans l'acide. La solution cristallise par l'évaporation, en forme d'octaèdres. Le goût en est piquant. Ce nitrate est inaltérable à l'air, soluble dans 15 parties d'eau froide, et beaucoup plus dans l'eau à 100°; il dé-

crépite par une chaleur subite, et se décompose quand on le chauffe dans un creuset. Les gaz oxigène et nitreux se dégagent, tandis que la strontiane pure reste. Il communique une couleur pourpre aux substances combustibles.

Hydrochlorate de strontiane. — Ce sel est préparé par la dissolution du carbonate de strontiane dans l'acide hydrochlorique faible. La solution évaporée cristallise en prismes hexagones. Le goût en est piquant; il est inaltérable à l'air et très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, auquel il communique une couleur pourprée en brûlant; il fond à la chaleur, se prive de son eau de cristallisation, et reste en émail semi-transparent; il est décomposé par les acides sulfurique, nitrique et phosphorique, ainsi que par la potasse, la soude et la barite. Ce sel est composé de 41 de chlore et de 59 de strontiane.

Carbonate de strontiane. — On le trouve natif et cristallisé en aiguilles ou en prismes hexaèdres. On peut le préparer en saturant d'acide carbonique une solution de strontiane pure. Ce sel est dépourvu de goût, il est inaltérable à l'air, et à-peu-près insoluble dans l'eau; chauffé fortement, il est privé d'une partie de son acide. Il fond au chalumeau, et prend une forme vitrée opaque, en produisant une flamme pourpre.

Acétate de strontiane. — On prépare ce composé en dissolvant la strontiane dans l'acide acétique. La solution cristallise par l'évaporation. Ce sel est inaltérable à l'air; il verdit les couleurs bleues végétales, d'où il paraîtrait qu'il y aurait excès de base; il est soluble dans l'eau froide.

SECTION V.

DE L'ALUMINE ET DE SES COMPOSÉS.

L'alumine dérive son nom de l'alun, dont elle est une partie constituante. C'est une des terres les plus abondantes; elle forme une partie considérable des terrains et des couches so-

lides du globe. On l'obtient pure en dissolvant une partie d'alun dans de l'eau, et en y ajoutant de l'ammoniaque liquide, aussi long-temps qu'il se forme un précipité. Celui-ci se rassemble au fond du vase; on le lave à plusieurs reprises, jusqu'à ce que les eaux ne troublent plus le nitrate de barite, et on le fait sécher à une chaleur modérée.

Propriétés. — Ainsi préparée, l'alumine est en une poudre blanche, douce au toucher et insipide. Elle produit une odeur particulière quand on l'humecte; cette odeur est due à une partie d'oxide de fer qui s'y trouve toujours combinée. Elle adhère fortement à la langue, par l'absorption rapide de l'humidité. L'alumine a des apparences différentes, qui sont dues à la quantité de l'eau employée à la dissolution de l'alun. Si cette quantité n'excède pas celle qui est nécessaire à la solution de l'alun, on obtient une terre blanche et friable, d'une apparence spongieuse, et qui adhère à la langue. On l'appelle *alumine spongieuse.* Lorsque le sel est dissous dans une grande quantité d'eau, le précipité, séché à la même température, est une masse luisante jaunâtre, qui se fend en plusieurs parties quand on la tient à la main, comme du soufre. La fracture est conoïde, sans apparence terreuse, et n'adhérant pas à la langue, ni se gonflant à l'eau. Il est moins volumineux que le premier, et a l'apparence d'une gelée; de là lui vient son nom d'*alumine gélatineuse.* Quand on l'expose à la chaleur, elle diminue de volume par la privation de son eau. C'est sur cette propriété de contraction, que dépend l'application du pyromètre de Wedgewood. A l'action du chalumeau à gaz oxigène, elle semble entrer en fusion; elle se convertit en un émail vert, capable de couper le verre. L'alumine est insoluble dans l'eau, mais elle l'absorbe en grande quantité; et quand on en a formé une pâte, on peut aisément lui donner toutes sortes de formes. Elle se combine avec la plupart des acides, et forme des sels qui sont plus ou moins solubles et susceptibles de cristalliser; quelques-uns sont insolubles dans l'eau; d'autres requièrent un excès d'acide. La combinaison de l'alumine avec les terres, particu-

lièrement la chaux et la silice, forme la base des différens ouvrages de poterie et de porcelaine. On en forme les creusets qu'on expose aux plus grandes chaleurs dans les fabriques de verres et les fonderies; on l'a beaucoup employé au nettoyage des étoffes de laine, par rapport à sa grande attraction pour les matières colorantes; elle forme aussi la base de beaucoup de couleurs.

Réactifs pour l'alumine. — Le nitrate de cobalt est très-employé à cet effet; il sert à en montrer la présence dans les pierres les plus dures, comme la topaze. Une goutte de nitrate, placée sur la matière à examiner, produira au chalumeau une couleur bleue plus ou moins intense, si elle contient de l'alumine et sans un trop grand excès de feu.

Sulfate d'alumine. — L'acide et la terre doivent être très-purs pour former ce sel; la saturation doit être parfaite. La solution étant évaporée à siccité, on dissout la masse sèche de nouveau, et on l'évapore lentement; les cristaux sont des lames minces, flexibles, ayant un lustre perlé et un goût astringent. Ce sel est inaltérable à l'air et très-soluble dans l'eau; par la calcination il perd son acide et tombe en poussière. Le sulfate d'alumine est soluble dans l'acide sulfurique; il se forme un sur-sulfate qui est plus acide, et qui cristallise plus difficilement, rougissant les couleurs bleues et prenant souvent une forme gélatineuse. La silice et le zircone exceptés, toutes les autres bases terreuses et alkalines décomposent ces deux sels.

Sur-sulfate d'alumine et de potasse. — Ce sel est l'alun du commerce, très-employé dans les manufactures. On l'importait de l'Asie avant le quinzième siècle; on en éleva des manufactures en Espagne et en Allemagne, le siècle après; et vers la fin du seizième siècle, on en établit en Angleterre. Les recherches des chimistes modernes en ont enfin déterminé la nature.

Les substances dont on extrait l'alumine sont des schistes argileux, abondans en pyrites de fer, qu'on expose à l'air pour les décomposer au moyen de l'humidité. L'oxigène se

combiné avec le soufre pour former l'acide sulfurique, qui s'unit avec la terre glaise, et forme un sulfate d'alumine. Après plusieurs cristallisations, on ajoute de la potasse ou de l'ammoniaque pour en former un sel triple.

Propriétés. — L'alun cristallise en octoèdres; on observe cependant différentes déviations, comme celle du cube, qu'on obtient par l'addition d'un excès de potasse. Cet alun est connu sous le nom d'*alun cubique*. Le goût de l'alun est stiptique et douceâtre; il rougit les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est 1.7. Exposé long-tems à l'air, il s'effleurit légèrement à la surface. Il est soluble dans 16 ou 20 parties d'eau froide; chauffé, il fond dans son eau de cristallisation, gonfle et augmente de volume, et il reste une masse poreuse qui verdit les couleurs végétales; c'est ce qu'on appelle *alun calciné*. L'alun se décompose par les substances combustibles. Exposé à la chaleur avec du charbon, l'excès d'acide en est séparé; le produit reste un sulfate neutre; chauffé davantage, il se décompose, et produit une substance noire qui s'enflamme à l'air; on l'appelle *pyrophore d'Homberg*, du nom du chimiste qui le découvrit.

Pyrophore. — On prépare cette substance en mêlant trois parties d'alun et une de farine ou de sucre, dans une cuiller de fer; on l'expose à la chaleur, jusqu'à ce que le mélange devienne noir, et cesse de se gonfler. On le réduit alors en poudre; on l'introduit dans un tube de verre luté, que l'on place dans un creuset contenant du sable, et qu'on soumet à une forte chaleur, jusqu'à ce qu'une flamme bleue paraisse à l'ouverture du tube. Après quelque temps, on l'enlève du feu; on l'abrite du contact de l'air, et on le met à froid dans une bouteille bouchée à l'émeri. Quand on expose le pyrophore à l'air, il produit une lueur brillante; la combustion augmente en y faisant passer l'haleine; elle est très-brillante dans le gaz oxigène. L'explication que l'on donne de ces phénomènes, est, que le pyrophore contient du sulfure hydroguré de potasse et d'alumine mêlé avec du charbon. Quand il vient en contact avec l'air, il en absorbe l'oxigène: une partie se

convertit en acide carbonique, en s'unissant avec le carbone, et une autre forme de l'acide sulfurique avec le soufre. Après la combustion, il reste du sulfate de potasse et d'alumine, mais non à l'état d'alun, car l'excès de l'acide en est dégagé. La découverte de la composition de la potasse conduit à une explication plus satisfaisante; car la potasse se trouve décomposée par le charbon, et réduite en potassium, qui, par sa combinaison rapide avec l'oxigène, produit la lumière et la chaleur. Quand on met le pyrophore en contact avec le gaz nitreux, il s'enflamme en raison de la décomposition subite du gaz et l'absorption de l'oxigène. Les mêmes phénomènes se produisent par le chlore.

L'alun est très-employé dans l'art du blanchîment, le tannage, la teinture, et la fabrication du bleu de Prusse. On s'en sert en médecine comme astringent et stiptique, quelquefois aussi pour préserver les matières animales de la putréfaction.

Sulfate d'alumine et de potasse. — Ce sel neutre se prépare en faisant bouillir une solution d'alumine pure avec un solution d'alun. L'excès d'acide se trouve neutralisé, et le nouveau composé se précipite en forme de poudre. Ce sel ne prend point de forme régulière; il est insipide, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau.

Sulfite d'alumine. — Si l'on fait passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau contenant de l'alumine en suspension, il se forme un sulfite d'alumine. Ce sel a un goût terreux devenant sulfureux; il se convertit en sulfate, à l'air.

Nitrate d'alumine. — Ce composé, appelé *alun nitreux*, se prépare par la combinaison directe; il cristallise à peine, excepté en lames minces. Ce sel a un goût acide, il est déliquescent à l'air et très-soluble dans l'eau.

Hydrochlorate d'alumine. — Obtenu par la voie directe, ce sel est toujours acide, et sous la forme d'une poudre blanche ou d'une masse gélatineuse. Il est astringent; il rougit les couleurs bleues végétales; il est très-déliquescent et so-

luble dans l'eau. Il fond à la chaleur, dégage son acide et se convertit en alumine.

L'alumine se combine avec la plupart des autres acides; mais ses composés n'ont aucune importance et sont très-peu connus.

SECTION VI.

DE LA SILICE ET DE SES COMPOSÉS.

On l'appelle souvent *terre siliceuse* ou *quartzeuse*. Elle est très-abondante dans la nature et forme la base des pierres les plus dures. Il n'y a qu'un petit nombre de pierres qui en soient dépourvues; et quelques-unes, telles que l'agate, la pierre à fusil, le quartz et le cristal de roche, sont presque entièrement composés de silice, qui se trouve à-peu-près pure dans le cristal de roche. Pour l'obtenir, on expose une partie de cette dernière à la chaleur, et on la plonge toute rouge dans l'eau froide; elle se réduit ainsi en poudre, dont on mêle une partie avec trois de potasse, pour l'exposer ensuite dans un creuset à une chaleur capable de la fondre. Cette masse est alors soluble dans l'eau, et après qu'elle est suffisamment étendue, on précipite par l'acide hydrochlorique; on lave le précipité, et on le fait sécher.

Propriétés. — La silice pure est une poudre fine, insipide et inodore, dure au toucher et d'une pesanteur spécifique de 2.6; elle est insoluble dans l'eau, mais elle en absorbe une partie considérable, et forme une gelée transparente. Exposée à l'air, l'humidité s'en évapore. Le cristal de roche forme des prismes hexaèdres terminés par des pyramides. Il paraît qu'on a obtenu des cristaux de silice artificiellement, de sa solution dans l'acide fluorique; et dans d'autres cas, de celle de silice et de potasse. Dans le premier cas, les cristaux étaient cubiques, à angles tronqués; dans le second, ils étaient en pyramides tétraèdres, transparens et assez durs pour produire du feu au briquet; on doute cependant que ces cristaux fussent composés de pure silice.

Peu d'acides ont une action sur cette terre; les acides phosphorique et boracique s'y combinent par la fusion; l'acide fluorique la dissout, et l'acide hydrochlorique paraît s'unir avec la silice lorsqu'elle est dissoute dans l'eau au moyen d'un alkali. La silice s'unit aussi avec plusieurs terres, et les composés obtenus sont de la nature du verre ou de la porcelaine. Le plus important de ces composés est celui de silice et d'alumine, qui acquiert un degré de dureté extrême quand on en soumet la pâte à une forte chaleur. Ce composé est la base des différentes espèces de poteries et de porcelaines.

On considère aussi la silice comme un acide, par la différence de ses propriétés, comparées à celles des autres terres, par sa propriété de se combiner avec les acides et de former en même tems des composés avec les alkalis et les terres.

En ajoutant de l'acide hydrochlorique à une solution de potasse silicée, une partie de la silice s'unit avec l'acide, reste dans la solution qui est acide, et qui produit une gelée transparente par la concentration; l'ébullition en précipite la silice en particules cristallines. L'acide fluorique gazeux ou liquide s'unit avec la silice; de là vient que les verres sont attaqués par cet acide. Lorsque le gaz en combinaison avec la silice se trouve condensé par l'eau, une partie de la terre se précipite, mais elle se dissout par une nouvelle addition d'acide. Il se forme un sel triple avec l'acide fluorique, la potasse et la silice. L'acide boracique produit un verre transparent par une forte chaleur, qui est insoluble dans l'eau. Le phosphate de silice est aussi un verre dur et transparent; on l'emploie dans la fabrication des pierres gemmes artificielles.

SECTION VII.

DE L'YTTRIA ET DE SES COMPOSÉS.

Le minéral dont on a extrait l'yttria fut découvert en Suède à Ytterby, vers 1794. Près de moitié se compose de

la nouvelle terre; les autres parties constituantes sont la silice, le fer et l'alumine. Le minéral étant réduit en poudre, on ajoute de l'acide hydro-chloro-nitrique, jusqu'à entière décomposition; on évapore à siccité la solution filtrée pour en séparer la silice par l'addition de l'eau. On évapore encore le nouveau liquide à siccité; on expose le résidu à une chaleur rouge à vase clos; on le dissout dans l'eau, et on obtient un liquide transparent et incolore. L'addition de l'ammoniaque liquide en précipite l'yttria pure.

Propriétés. — L'yttria est une poudre blanche, insipide et inodore; infusible par la chaleur, et insoluble dans l'eau et les alkalis caustiques; mais se dissolvant facilement dans le carbonate d'ammoniaque. Sa pesanteur spécifique est de 4.8. L'yttria forme des composés avec la plupart des acides; les sels d'yttria ont un goût douceâtre; quelques-uns sont rougeâtres et très-solubles dans l'eau.

SECTION VIII.

DE LA GLUCINE ET DE SES COMPOSÉS.

Cette terre est une des parties constituantes de l'émeraude et du béryl; elle fut découverte en 1798, et doit son nom à la douceur de ses sels. Une partie du minéral réduit en poudre doit être fondu dans 3 parties de potasse caustique; on ajoute de l'eau distillée à la masse, et on la dissout dans de l'acide hydrochlorique. On évapore la solution à siccité, en remuant toujours vers la fin de l'opération; on lave le résidu dans de l'eau, et on filtre pour en séparer la silice. Cette solution filtrée, contenant les hydrochlorates d'alumine et de glucine, est précipitée par le carbonate de potasse. On dissout le précipité lavé dans l'acide sulfurique; on ajoute du sulfate de potasse à cette solution, et on évapore pour en extraire l'alun; on ajoute ensuite un excès de carbonate d'ammoniaque, et on dissout la glucine qui s'est déposée, dans un excès d'ammoniaque; ce qui en précipite la petite

quantité d'alumine restante. Au bout de quelques heures, quand le précipité d'alumine ne diminue pas de volume par une nouvelle addition de carbonate d'ammoniaque, la solution étant filtrée, on la met en ébullition; et tandis que le carbonate d'ammoniaque s'évapore, le carbonate de glucine se précipite en poudre blanche.

Propriétés.—La glucine obtenue ainsi, est une poudre légère, douce au toucher, adhérente à la langue et insipide. Sa pesanteur spécifique est de 2.9; elle est infusible par la chaleur et insoluble dans l'eau; elle se combine avec l'hydrogène sulfuré et forme un hydrosulfure. Ses composés acides sont douceâtres et astringens; elle est soluble dans l'acide sulfurique en excès; elle décompose les sels alumineux, en s'emparant de leur acide; enfin les sels de glucine se précipitent par l'ammoniaque, quoique la base soit soluble dans le carbonate d'ammoniaque. Son affinité pour les acides tient le milieu entre la magnésie et l'alumine.

SECTION IX.

DE LA ZIRCONE ET DE SES COMPOSÉS.

La zircone est une production de l'île de Ceylan; on l'a trouvée aussi en France et en Angleterre. On en extrait la base en réduisant une partie du minéral en poudre, et en la fondant avec 5 ou 6 parties de potasse; on dissout la masse dans l'eau pour en séparer l'alkali, et on dissout le résidu dans l'acide hydrochlorique, dont on sépare ensuite la silice par la chaleur. Lorsqu'il ne se produit plus de précipité, l'addition d'un alkali caustique précipite une matière, qui, lavée et séchée, est la zircone.

Propriétés. —La zircone est une poudre blanche, douce au toucher, inodore et insoluble dans l'eau, mais qui en retient assez pour former une gelée. Sa pesanteur spécifique est de 4.3. Elle est infusible au chalumeau, mais elle y produit une flamme jaunâtre; elle subit une espèce de fusion avec du charbon, qui n'est ni transparente ni vitrée, mais qui durcit

assez pour rayer le verre et produire du feu au briquet. Soumise à la chaleur, la zircone prend une couleur grise, devient dure au toucher et moins insoluble dans les acides; elle peut se dissoudre dans les carbonates alkalins, mais non dans les alkalis liquides, et ne se combine pas avec eux par fusion. La zircone se combine avec les acides, et forme des sels qui sont presque tous insolubles dans l'eau, ayant un goût astringent et l'apparence d'une poudre blanche; ce qui est contraire à tous les autres composés des terres et des acides. Les acides végétaux ont la plus grande affinité, pour la zircone; viennent après les acides sulfurique, hydrochlorique et nitrique.

CHAPITRE XVI.

DES MÉTAUX.

Les métaux sont de la plus grande importance. On leur doit l'origine et le perfectionnement de presque tous les arts usuels.

Caractères généraux. — On les distingue par différentes propriétés : la plus grande est celle de leur lustre ou brillant métallique; la couleur en est une autre; quelques-uns sont blancs; d'autres, rouges et jaunes. Dans la nomenclature des alchimistes, les métaux blancs étaient nommés *lunaires*, du nom de l'argent (lune) qu'ils plaçaient en second rang. L'or, appelé *soleil*, tenait le premier rang parmi les métaux jaunes; ceux qui ont ce caractère se nommaient *solaires*. L'opacité des métaux est un autre caractère; ils possèdent aussi un plus grand degré de densité que les autres substances. Quelques-uns sont remarquables par leur dureté; leur élasticité semble suivre le même ordre que leur dureté. La ductilité et la malléabilité sont également des caractères distinctifs; mais ces propriétés ne sont pas communes au même métal; car

le fer, un des plus ductiles, est en même temps le moins malléable des métaux. Les métaux possèdent plus de ténacité que les autres substances, mais diffèrent beaucoup entre eux dans cette propriété. La fusibilitè est une autre de leurs propriétés. Ils se réduisent à l'état liquide par la chaleur; le mercure est toujours en cet état, quel que soit celui de l'atmosphère. Enfin, ce sont les meilleurs conducteurs du calorique et de l'électricité, quoiqu'ils varient entre eux dans leur degré de fusibilité.

Oxidation. — En de certaines circonstances; les métaux subissent des changemens remarquables en s'unissant avec l'oxigène. Ce procédé s'appelle *oxidation;* et le métal converti, *oxide.* Quelques métaux subissent ce changement à l'atmosphère ordinaire. Le fer perd bientôt son brillant métallique pour se couvrir d'une légère croute brune qu'on nomme *rouille.* Les métaux se combinent avec différentes proportions d'oxigène, et le même métal est souvent sujet à cette loi et en acquiert de nouvelles propriétés. La plupart des oxides sont en poudre, ou facilement réduits en cet état; ils sont tous colorés et plus pesans que leurs métaux. L'affinité du métal pour l'oxigène est quelquefois si faible, qu'une séparation a lieu quand l'oxide est exposé à l'air et à la lumière; dans d'autres, il est nécessaire de recourir à la plus forte chaleur et à l'addition d'une substance combustible.

Combinaisons. — Les métaux se combinent avec le carbone, le phosphore et le soufre. Les oxides s'unissent avec la plupart des acides et produisent des sels, dont quelques-uns sont d'une grande importance dans les arts; les métaux se combinent aussi entre eux et forment des alliages.

Classification. — Les métaux ont été classés en purs et en impurs par les alchimistes; en métaux et demi-métaux, suivant leurs propriétés plus ou moins grandes de malléabilité et de ductilité; enfin l'arrangement moderne le plus parfait dépend de leur degré d'oxidation. En général, comme ces arrangemens ne sont pas de grande importance, on n'y attache pas beaucoup de valeur.

Les noms et caractères donnés aux métaux par les alchimistes se liaient toujours à l'ancienne mythologie, en raison de ce que la rage de l'alchimie prévalut dans le temps où florissait l'astrologie judiciaire.

SECTION I.

DE L'OR ET DE SES COMPOSÉS.

Sa rareté et sa beauté lui ont toujours fait tenir le premier rang parmi les métaux. Regardé comme le plus simple, le plus pur et le plus parfait, les alchimistes le désignaient comme le roi des métaux. C'est le plus diffus de tous après le fer; c'est en même tems le plus rare, parce qu'on ne le trouve qu'en très-petites quantités. On le trouve dans toutes les parties du monde, mais particulièrement dans la zône torride. On le trouve aussi combiné dans des pierres, telles que le quartz. L'or, tel qu'il existe dans la nature, est toujours à l'état métallique, mais allié à l'argent, au cuivre, au fer ou au mercure. Pour le séparer de ses alliages, on le dissout dans l'acide hydro-chloro-nitrique, qui en sépare l'argent à l'état de chlorure. On en précipite l'or par le sulfate de fer, dont on estime la quantité par l'hydrocyanate de potasse. Si le liquide contient du cuivre, on le précipite par le fer métallique. C'est ainsi qu'on détermine la quantité de l'or et celle des métaux qui y sont alliés. Pour l'extraire en grand, on lave le sable aurifère pour en séparer les corps étrangers; on l'introduit ensuite dans un vase d'eau, et on le triture avec dix ou douze fois son poids de mercure; on décante l'eau, qui entraîne encore quelques terres, et on presse l'amalgame dans des peaux, pour en séparer l'excès de mercure; on soumet la masse restante à la chaleur d'une cornue d'argile, pour en chasser le mercure.

Coupellation. — Pour séparer l'or des autres métaux, on se sert d'un vase fait de poudre d'os, appelé *coupelle.* On enveloppe l'or dans une feuille de plomb, d'un poids double

de l'or; on place ensuite la coupelle au milieu d'un fourneau dont on augmente la chaleur par des tuyaux à vent; on a le soin de séparer le combustible de la matière fondante, et le plomb qui se vitrifie, s'unissant avec les autres métaux, excepté avec l'or, passe au travers de la coupelle, dans laquelle l'or reste pur.

Propriétés. — L'or est d'une couleur jaune rougeâtre; son brillant métallique est considérable, quoique inférieur à celui de quelques autres métaux. Sa pesanteur spécifique est de 19.3 et 19.4; il est très-ductile et malléable. On en fait des fils très-fins, et on le réduit, par le battage, en feuilles de $0^{m}00009$ d'épaisseur. La ténacité de l'or est inférieure à celle de l'argent, du cuivre et du fer; il est inaltérable à l'air, et fond à 32° Wedgewood; il cristallise après la fusion.

Oxides. — L'or est inaltérable à la plus grande chaleur d'un fourneau; mais, soumis à l'action d'un verre ardent ou de l'électricité, il prend une couleur pourpre, qui est un composé de ce métal et de l'oxigène. Il se produit des effets semblables lorsque la foudre brûle les dorures des maisons. On appelle ce composé *oxide pourpre*, et il contient 5 à 6 parties d'oxigène sur 100. Quand cette quantité est de 8 à 10, on obtient un oxide jaune. Cet oxide peut s'obtenir en précipitant l'or de la dissolution nitro-muriatique par l'eau de chaux.

Phosphure. — Un mélange d'une partie de tournure d'or, de deux de verre de phosphore et d'un huitième de charbon, chauffé dans un creuset, produit une combinaison d'une partie de phosphore avec l'or, qui est alors plus blanc, plus cassant, et paraît cristallisable. Tenu en fusion pendant quelque tems, le phosphore se dégage en vapeurs.

Nitrate d'or. — Si l'on verse différentes fois de l'acide nitrique concentré sur de l'or; qu'on le fasse bouillir, et qu'on le distille à siccité, on obtient une solution jaune, sur-tout si on imprègne l'acide de gaz nitreux. Pendant l'action de l'acide, l'or perd sa couleur, et la solution se fait mieux à froid qu'à chaud, parce qu'alors le gaz nitreux se dégage.

Quand la solution est filtrée, on trouve des traces de l'oxide pourpre sur le papier; on le décompose par les alkalis, ou en introduisant une lame d'étain ou d'argent dans la solution; ce qui en précipite l'oxide pourpre.

Hydrochlorate d'or. — L'acide hydrochlorique n'a aucune action sur l'or ni sur son oxide pourpre; mais le métal est immédiatement dissous dans l'eau régale. L'acide nitrique se décompose et fournit de l'oxigène, tandis que l'oxide formé se dissout dans l'acide hydrochlorique. Cette solution est d'une couleur jaune foncée, âcre et caustique, ayant un goût métallique astringent, et tachant la peau ainsi que les substances végétales et minérales, en pourpre. On obtient des octaèdres tronqués par l'évaporation. Ce sel est déliquescent, très-soluble dans l'eau, et rapidement décomposé par l'hydrogène, le phosphore, etc., etc.

Exp. I. — Si on trempe un ruban de soie dans la solution d'or, et qu'on l'expose ensuite à l'action du gaz hydrogène, le sel se décompose, l'or se réduit et couvre à l'état métallique la partie trempée; l'hydrogène, ayant plus d'affinité par l'oxigène que n'en a l'or, s'y combine pour former de l'eau. On peut varier cette expérience en dessinant des figures au pinceau sur la soie.

Exp. II. — Si on introduit un bâton de phosphore dans une forte solution d'or, il y a décomposition, et le phosphore se couvre d'un enveloppe métallique. On obtient de même des décompositions par l'action du soufre brûlant et de beaucoup d'autres gaz. Ces expériences furent faites en premier lieu par madame Fulhame, qui en a donné un détail dans son *Traité sur la combustion.*

Le muriate d'or est soluble dans l'éther. Quand on agite le mélange des deux liquides, ils se séparent; quant on le laisse en repos, l'acide occupe la partie inférieure et devient blanc, tandis que l'éther gagne le sommet et devient jaune doré. Mais cette solution n'est pas permanente; l'or se réduit bientôt à l'état métallique; on l'a quelquefois trouvé cristallisé à la surface. C'est par ce procédé qu'on prépare ce qu'on nom-

mait autrefois *l'or potable ;* et par un autre semblable, on dit que Moïse parvint à fondre le veau d'or, sujet de l'idolâtrie des Israélites. Le muriate d'or se réduit en oxide jaune par les alkalis et les terres. La décomposition est lente par les alkalis fixes, qui le redissolvent par un excès; la liqueur devient alors rougeâtre, et contient probablement un sel triple.

De l'or fulminant. — Cette production singulière s'obtient en ajoutant de l'ammoniaque pure à une solution d'or étendue de trois ou quatre fois son poids d'eau, jusqu'à ce que le précipité cesse de s'effectuer. Il faut prendre la précaution de ne pas ajouter plus d'ammoniaque qu'il n'en est nécessaire, car le précipité se redissoudrait. On lave alors le précipité; on le sèche à l'air, et on le conserve dans une fiole bouchée par un peu de papier, puisque le frottement du bouchon pourrait y produire une explosion. On prépare la même poudre fulminante en dissolvant l'or dans une solution de deux parties de nitrate d'ammoniaque et une d'acide hydrochlorique. Pendant cette solution, l'acide nitrique se décompose, l'oxigène se combine avec l'or, le gaz nitreux se sépare, et les muriates d'or et d'ammoniaque restent dans le liquide. Par l'addition d'un alkali fixe, l'or se sépare de l'ammoniaque; et l'oxide, se combinant avec l'ammoniaque, forme la poudre fulminante.

Cette poudre produit des détonations violentes par la chaleur, la friction ou la percussion. L'hydrogène de l'ammoniaque s'unit avec l'oxigène de l'or, et forme de l'eau qui s'élève soudainement en vapeurs, tandis que l'azote, l'autre partie constituante de l'ammoniaque, se convertissant en gaz, produit l'explosion. L'or se trouve ravivé et restauré à l'état métallique.

Quelques métaux produisent une décomposition complète de la solution acide de l'or, et la réduisent, tandis que d'autres lui enlèvent une partie de son oxigène et la changent en oxide pourpre. Le bismuth, le zinc, le fer, le cuivre et le mercure la réduisent complètement; mais le plomb, l'argent

et l'étain la changent en oxide pourpre. Quand on ajoute une solution d'hydrochlorate d'étain nouvellement préparée, à une solution d'or, il se forme un précipité connu sous le nom de *précipité pourpre de Cassins.* On produit le même effet en immergeant une lame d'étain dans une solution d'or; l'étain se recouvre bientôt d'une couche légère d'oxide pourpre.

Alliages. — L'or se combine avec la plupart des autres métaux, et ses propriétés ne changent pas beaucoup. On nomme ces composés des *alliages.* Celui de l'or et de l'arsenic est cassant, dur et granulé, d'une couleur pâle; avec le cobalt, l'alliage n'est presque pas différent de ce métal; celui qu'on forme avec proportions égales d'or et d'antimoine, a l'apparence de l'or lui-même, c'est ce qui fit supposer aux alchimistes que l'or était augmenté dans ce composé. L'or se combine facilement avec le mercure, même à froid; mis en contact avec le mercure, l'or s'en couvre de suite en raison de leur grande affinité. Cet amalgame est blanc jaunâtre, fusible à une chaleur tempérée, et décomposé à une plus haute température par la volatilisation de mercure. Cet amalgame est très-employé dans l'art de dorer. L'alliage de l'or et du zinc, qui se fait par la fusion, est plus pâle que l'or, et a peu de malléabilité. En proportions égales, il est très-dur et susceptible d'un beau poli; ce sont les proportions employées dans la fabrication des miroirs télescopiques. L'alliage de l'or et de l'étain est très-cassant; on avait pensé même que les vapeurs d'étain détruisaient la ductilité de l'or; mais des expériences récentes ont démontré que ces effets étaient dus au bismuth, au plomb, à l'antimoine ou au zinc, qui accompagnent souvent l'étain. Le plomb diminue la ductilité de l'or dans leur alliage, ainsi que la couleur. L'alliage de l'or et du fer est une masse cassante, qui, dans certaines proportions, est capable de couper les instrumens. Avec un douzième d'argent, l'or éprouve un changement notable dans sa couleur. Comme cet alliage est plus fusible, on s'en sert pour souder l'or.

Monnaie d'or. — L'alliage le plus important est celui de

l'or et du cuivre, qui communique de la dureté à l'or sans en diminuer la couleur. Les proportions des monnaies de France et d'Angleterre sont, onze d'or et une de cuivre.

Suivant l'expérience, on a trouvé que la pesanteur spécifique de l'alliage est plus grande que la pesanteur moyenne; d'où on conclut que la pénétration mutuelle en avait augmenté la densité. Mais, suivant les expériences de M. Hatchett, il paraîtrait qu'il s'effectuerait une expansion. Dans une expérience, le volume des métaux avant leur combinaison était de 27.32, et après la fusion, le volume de l'alliage était de 27.98, montrant ainsi une augmentation d'expansion; la pesanteur spécifique de l'alliage était de 17.157. Une partie de cuivre et 7 d'or produisent un alliage qui, étant plus fusible, s'emploie comme soudure pour ce métal.

SECTION II.

DU PLATINE ET DE SES COMPOSÉS.

Le mot de *platine*, dérivé de l'espagnol, signifie *petit argent;* Lewis et Scheffer l'ont séparé les premiers de l'argent; il fut examiné après par Murgraf, Macquer et Beaumé, de 1749 à 1758.

Le platine fut trouvé d'abord dans les mines d'or de l'Amérique méridionale; celles de Santa-Fé, et du district de Choco, dans le Pérou. On crut que le Nouveau-Monde seul en produisait, mais M. Vauquelin en trouva dans les mines d'argent du Guadalcanal en Espagne. On le trouve en petits grains et en écailles grises ou blanches, mêlées de particules d'or, de mercure, et d'un sable ferrugineux.

Pour la préparation du platine pur, on dissout les grains dans l'acide hydro-chloro-nitrique par l'application d'une chaleur modérée. Il se dépose une matière noire qui est insoluble. A la solution décantée, on en ajoute une de sel ammoniaque, qui précipite une poudre jaune orangé. Ce précipité, lavé, séché et soumis à une chaleur rouge dans un

creuset de porcelaine, constitue le platine pur en poudre; on répète le procédé pour le purifier davantage; et, comme il a la propriété de se rouler, si on ramasse les grains dans une feuille du même métal, qu'on les chauffe au rouge, on en fera une masse en les battant avec précaution.

Propriétés.—Ce métal est blanc, mais moins brillant que l'or ou l'argent; il est inodore, insipide et moins dur que le fer; sa pesanteur spécifique est de 21.4. Précipité de sa solution, et battu, il augmente jusqu'à 21.5. Sa ténacité est très-grande, ainsi que sa ductilité et sa malléabilité. Il est inaltérable à l'air. Chauffé à blanc, on peut le rouler en le battant comme le fer; mais il est entièrement infusible. Au chalumeau (1) à gaz oxigène, on en a fondu quelques grains; mais,

---

(1) On doit à M. Barruel, préparateur du cours de chimie de M. Vauquelin, la disposition d'un chalumeau aussi ingénieux que facile à exécuter, au moyen duquel on fond, dans quelques secondes, l'acier, le fer forgé, le platine, etc.

Dans une vessie garnie d'un robinet, on introduit une partie d'oxigène et deux d'hydrogène; on tourne le robinet, et on visse l'appareil à bec, qui se compose d'une boîte en cuivre garnie intérieurement de 300 disques de toile métallique très-fine, fortement comprimés et soudés sur les bords de la boîte; celle-ci reçoit un tube de thermomètre de 4 pouces de long sur un quart de ligne de diamètre; à l'extrémité de ce tube est cimenté le chalumeau, consistant en un cylindre de cuivre un peu courbé, et dont le bout est garni d'un ajutage en platine, percé d'un trou extrêmement fin.

On pose la vessie ainsi préparée dans une boîte carrée dont un des côtés est percé, de manière à laisser passer la totalité du chalumeau. On pose sur la vessie une planche carrée, susceptible de s'introduire dans la boîte, et fixée aux 4 coins par des tiges qui tiennent au corps de la boîte, de manière à ce que le jeu de la planche s'établisse facilement, sans lui permettre de se jeter sur les côtés; enfin on charge cette planche d'un poids de 25 kilogrammes. (Voir la fig. 13, pl. IV.)

Au moment de l'essai à faire, on approche une lumière de l'ouverture du chalumeau, et on tourne le robinet pour soumettre la substance au dard enflammé. La fusion se complète instantanément. L'ex-

avec un courant des gaz oxigène et hydrogène, la fusion est plus complète.

Oxides. — Ce métal paraît se combiner avec deux portions d'oxigène. L'oxide noir contient près de 5 pour cent d'oxigène; on l'obtient en ajoutant une solution neutre d'hydrochlorate de mercure à une solution d'hydrochlorate de platine, dans l'eau bouillante. On obtient un précipité qu'on lave et qu'on soumet à une chaleur suffisante pour en extraire le mercure; il reste une poudre noire. L'oxide gris est supposé contenir trois fois cette quantité d'oxigène; il se combine avec les acides et forme des sels.

Phosphure. — Le platine se combine avec le phosphore; on obtient deux composés différens, dont l'un des deux contient le double du phosphore contenu dans l'autre : avec le soufre, il se forme trois composés distincts.

Sulfate de platine. — Si on fait passer du gaz hydrogène sulfuré dans une solution de muriate de platine, on obtient un précipité brun, qu'on lave et qu'on dissout dans l'acide sulfurique. Le sulfate de platine a un goût acide et métallique; il est déliquescent à l'air et très-soluble dans l'eau; il forme des sels triples avec la potasse et la soude; il ne se

---

périence terminée, on se hâte de fermer le robinet et d'enlever le poids qui occasionne la pression. On entend alors une légère détonation qui se fait dans le tube de verre, où la flamme est rentrée, dès que le dégagement du gaz est arrêté. Cet instrument ne présente aucun danger dans son emploi, et il faut ajouter que, dans sa perfection, il est digne en tout point de son modeste auteur. Je pense qu'il doit être juste d'ajouter ici la preuve que ce système appartient à un Français. A la suite du *Traité du Feu*, par Erhmann, vol. in-8°, imprimé à Strasbourg en 1787, on lit, page 348, ces expressions remarquables de M. Lavoisier : « M. le président de Saron m'a fait « part d'une autre idée très-ingénieuse, pour opérer sur les corps qui « ne peuvent être mis en contact avec le charbon; elle consiste à « faire concourir ensemble deux chalumeaux, dont l'un fournit l'*air* « *vital*, et l'autre, l'*air inflammable*. » (*Note du Traducteur.*)

produit aucun précipité avec l'hydrochlorate d'ammoniaque; lorsque la solution n'est pas évaporée à siccité, on obtient un muriate de platine et d'ammoniaque. Il se produit un composé semblable, en ajoutant une solution d'hydrochlorate de barite ou d'alumine à celle de sulfate de platine. Ces deux sels triples sont insolubles dans l'eau; le premier est sous la forme d'un précipité brun, et le second, en masse gélatineuse.

Hydrochlorate de platine. — Le platine dissous dans l'eau régale forme une solution rougeâtre ou brune, âcre ou caustique, corrodant les matières animales et tachant la peau en brun. La solution concentrée dépose des cristaux réguliers qui sont peu solubles dans l'eau. Cette solution est jaune. Fortement chauffé, ce sel se décompose par le dégagement de son acide. Il est en partie soluble dans l'acide hydrochlorique bouillant, mais insoluble dans les acides sulfurique, nitrique et phosphorique. On forme des sels triples en précipitant par la potasse et la soude. Le premier cristallise en octaèdres d'une couleur jaune; l'autre cristallise aussi, il est soluble dans l'eau et l'alcool.

Platine fulminant. — Si l'on précipite l'hydrochlorate de platine et d'ammoniaque par la potasse, on obtient une poudre fulminante qu'on croit formée d'oxide de platine et d'ammoniaque. Soumise à une chaleur subite, elle décrépite; mais quand la chaleur est appliquée graduellement, il se produit une explosion violente. On peut aussi obtenir cette poudre en précipitant l'hydrochlorate de platine par l'hydrogène sulfuré; on dissout le précipité dans l'acide sulfurique, et on précipite le sulfate par l'ammoniaque. Ce dernier étant lavé et bouilli dans une solution de potasse, on le lave et il constitue la poudre fulminante. Elle requiert une température de 204.44 centigr., pour la détonation, et ne produit d'explosion ni par la friction ni par la percussion. Elle est composée d'oxide de platine, d'un huitième d'ammoniaque et d'une pareille quantité d'eau.

Alliages. — Le platine se combine avec beaucoup de métaux. Son alliage avec l'arsenic est cassant et très-fusible; on

a tiré avantage de cette dernière propriété pour en former des instrumens. Par la chaleur et le battage, l'arsenic se dégage, et le platine purifié devient infusible, tout en retenant sa ductilité. L'alliage de l'antimoine est très-cassant. On éprouve beaucoup de difficultés à l'allier avec le mercure. Le composé de zinc et de platine est fusible, cassant et dur; mais le plus fusible de tous les alliages est celui de l'étain, à proportions égales; il est dur et cassant. Le platine se combine avec le plomb; mais sa nature réfractaire a empêché de se servir de la coupellation pour sa purification. L'alliage du platine et du fer se trouve à l'état natif, et on a obtenu un alliage artificiel de platine et de fonte de fer, qui avait de la ductilité. Le cuivre acquiert beaucoup de dureté dans son alliage, et le platine perd sa couleur blanche. La combinaison de l'or et du platine veut un degré de chaleur considérable.

La densité, l'infusibilité et la nature indestructible du platine, sont des propriétés qui en font un des métaux les plus précieux. Sa rareté n'a pas permis de l'employer à d'autres usages qu'à ceux de la chimie. On en fait des évaporatoires dans les fabriques d'acides, dont le prix s'élève jusqu'à 22,000 fr.

SECTION III.

DU PALLADIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Le palladium, que l'on trouve dans la mine de platine, fut découvert par le docteur Wollaston, en 1803. Lorsqu'on dissout le platine cru dans de l'acide hydrochloro-nitrique (eau régale), et qu'on y ajoute du prussiate de mercure (hydrocyanate de mercure), la solution se trouble, et il s'en précipite une matière jaunâtre. Ce précipité, lavé et soumis à une forte chaleur, devient blanchâtre. On le convertit en bouton métallique, en le soumettant à la chaleur avec du soufre et du borax: il est susceptible d'être battu et roulé.

Propriétés. — Sa couleur est celle du platine; il est plus dur que le fer; sa pesanteur spécifique est de 11.3 à 12.14, et sa malléabilité n'est pas moindre que celle du platine; mais il n'a que peu d'élasticité. Il reste inaltérable à l'air, et requiert un degré de chaleur considérable pour le fondre; mais sur le charbon, et au moyen du chalumeau à gaz oxigène, il brûle et se dissipe en partie. Fortement chauffé dans un fourneau, il devient bleu, et perd ensuite cette couleur par l'augmentation de température. On prépare un oxide de ce métal, en chauffant ensemble de la tournure de palladium avec de la potasse caustique et du nitre (nitrate de potasse) dans un creuset de platine. Cet oxide est brun et soluble dans l'acide muriatique. Le palladium se combine aisément avec le soufre, et forme un composé fusible, cassant et plus faible en couleur.

Sels. — On prépare un sulfate de palladium en faisant bouillir de l'acide sulfurique avec le métal; la solution est d'un beau rouge. L'acide nitrique concentré n'agit que faiblement sur ce métal; la solution devient rouge, mais il ne se dégage aucun acide nitreux. Lorsque ce dernier est en abondance dans l'acide, la dissolution s'en accélère. A l'aide de la chaleur, l'acide muriatique agit faiblement sur le palladium; la solution devient également rouge. Ce métal se dissout facilement dans l'eau régale, et produit une solution beaucoup plus belle. On peut obtenir des sels triples au moyen des alkalis, qui sont susceptibles de cristallisation. Lorsqu'on ajoute du prussiate de mercure au nitrate de palladium, le précipité est susceptible d'explosion approchant en force celle de la poudre à canon.

SECTION IV.

DU RHODIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Ce métal fut également découvert par le docteur Wollaston, dans le platine cru, en 1804. Pour l'extraire, on soumet la

mine à une chaleur rouge, pour en séparer le mercure. L'or et quelques autres substances sont séparés en faisant digérer la masse dans de l'eau régale faible. Il reste une poudre brillante et noire, après la dissolution des autres substances. On la sépare, et on y ajoute une dissolution d'hydrochlorate d'ammoniaque à l'eau bouillante, qui en sépare le platine en forme de poudre jaune. Une lame de zinc, plongée dans la solution, en précipite une poudre noire, qui, étant lavée et traitée par l'acide nitrique faible, en sépare le plomb et le cuivre. Lavée de nouveau et mise en digestion dans de l'eau régale faible, la plus grande partie se dissout. On ajoute du sel ordinaire à cette dissolution, et on évapore le tout à siccité; on lave le résidu avec de petites portions d'alcool, jusqu'à ce qu'elle cesse de se colorer; les oxides de platine et de palladium s'obtiennent en combinaison avec le sel ordinaire, tandis que celui de rhodium reste abandonné et d'une couleur rouge foncée. Cette matière, dissoute dans l'eau, produit par l'évaporation de petits cristaux rouges; on les redissout dans l'eau, et une lame de zinc, plongée dans la solution, en précipite une poudre noire. Soumise à une forte chaleur avec du borax, elle prend la forme métallique, qui est le rhodium.

Sa couleur est semblable à celle du platine; il est cassant et aussi dur que le fer. Sa pesanteur spécifique est de 10.6. Il est presque infusible, et possède la singulière propriété d'être insoluble dans tous les acides. Le rhodium s'unit en deux proportions avec l'oxigène. La solution de l'oxide de rhodium dans les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique, est rouge. L'acide muriatique, la soude et le rhodium forment un sel triple, dont les cristaux sont très-rouges et solubles dans l'eau.

SECTION V.

DE L'IRIDIUM ET DE SES COMPOSÉS.

L'*iridium* fut découvert par M. Tennant, en 1803, et par

M. Descoutils, vers le même tems. La poudre noire, qui reste après la solution du platine cru dans l'eau régale faible, est en forme de petites écailles brillantes, contenant deux métaux, savoir : l'*iridium* et l'*osmium*. On observa plus tard que les grains blancs foliés du platine cru, sont un composé des mêmes métaux. On les sépare en chauffant la poudre noire au rouge, avec son poids de potasse dans un creuset d'argent; on ajoute de l'eau, et il se forme une solution orangée; on met la partie de la poudre qui reste non dissoute, en digestion dans de l'acide muriatique. La solution prend différentes couleurs, passant du bleu à l'olive, au vert et au rouge foncé. La partie qui reste inattaquée se traite tour-à-tour par la potasse et l'acide muriatique, jusqu'à dissolution complète. On obtient ainsi deux solutions. Dans la première, qui est orangée, la potasse se trouve unie à l'oxide d'*osmium*, et dans la solution acide qui est rouge, l'acide muriatique se trouve combiné avec l'oxide d'*iridium*. En évaporant plusieurs fois celle-ci à siccité, on obtient des cristaux dont la solution précipite une poudre noire par l'immersion d'une lame de zinc ou de fer. Chauffée, cette poudre acquiert un brillant métallique, qui est l'*iridium*, nom qui indique les changemens de couleurs qui s'observent dans les solutions. Ce métal est presque aussi infusible que le platine; il est aussi insoluble dans les acides; sa pesanteur spécifique n'est pas moindre que 18.6. Il paraît former deux oxides; le seul composé salin observé encore, est le muriate d'iridium.

SECTION VI.

DE L'OSMIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Découvert par M. Tennant, on a indiqué dans le chapitre précédent le moyen de le séparer de l'iridium qui l'accompagne dans la mine de platine. Le nom d'*osmium* lui vient de l'odeur particulière de ce sel; odeur analogue à celle du chlore.

On peut séparer l'oxide d'*osmium* de la solution alkaline

(voir ci-dessus), en ajoutant de l'acide sulfurique et en distillant le mélange à une chaleur modérée. Il passe un liquide incolore qui consiste en oxide dissous dans l'eau, ayant un goût douceâtre et une très-forte odeur. Il n'altère pas les couleurs bleues. On peut aussi préparer l'oxide d'osmium, en soumettant au rouge brun un mélange de la poudre noire obtenue du platine cru et de nitrate de potasse. Il se sublime un fluide huileux dans le cou de la cornue, qui prend la forme d'une masse semi-transparente par le refroidissement, laquelle est insoluble dans l'eau; celle-ci constitue une solution d'oxide d'*osmium*. Lorsqu'on agite du mercure dans une de ces deux solutions, l'odeur particulière se détruit, l'*osmium* s'avive et forme un amalgame avec le mercure. Soumis à la chaleur, le mercure se dégage, et le métal est réduit.

L'*osmium* a un certain degré de brillant métallique; chauffé à vase clos, il n'est pas volatil; mais à l'air ouvert, il s'évapore et acquiert une odeur qui lui est particulière. Ce métal résiste à l'action de tous les acides; mais il se combine avec la potasse, par la fusion. Sa solution tache la peau en noir foncé et indélébile. L'addition d'alcool ou d'éther, à la solution aqueuse de son oxide, en augmente la couleur, réduit l'oxide, et précipite le métal en une substance noire. La plupart des métaux introduits dans une solution d'oxide d'*osmium* lui enlèvent son oxigène, et se combinent à l'état d'oxides, à ce métal.

SECTION VII.

DE L'ARGENT ET DE SES COMPOSÉS.

La beauté et le brillant de l'*argent* ont toujours été des objets de recherche parmi les hommes; et quoique ce métal ne soit pas aussi universellement répandu que beaucoup d'autres, néanmoins on le trouve natif en cinq différens états: à l'état métallique; en alliage avec d'autres métaux, particulièrement l'antimoine, à l'état de sulfure, d'oxide sulfuré, de

chlorure et de carbonate. L'argent natif, qui est caractérisé par sa ductilité et sa pesanteur, est ordinairement allié à l'or ou au cuivre. L'analyse de sa mine est variée suivant la nature de sa combinaison. L'argent natif, après avoir été concassé, est lavé, frotté et fortement trituré avec du mercure. On presse l'amalgame pour en séparer l'excès de mercure; on distille et on chauffe dans un creuset pour en volatiliser le mercure. Quand il est combiné avec l'antimoine et le soufre, on en grille fortement la mine, pour séparer ces substances. Le sulfure d'oxide se traite de même, et l'argent restant est ensuite fondu avec un flux alkalin; mais, pour obtenir l'argent pur, on le fait passer à la coupelle; procédé déja décrit ci-dessus.

Propriétés.—L'argent, qui est d'une belle couleur blanche, est très-brillant; sa pesanteur spécifique est de 10.4 et de 10.5, quelquefois 11, lorsqu'il est battu. Sa dureté tient le milieu entre l'or et le fer. Son élasticité est considérable, et il est très-sonore; il est aussi très-ductile et malléable. 64.75 millimètres peuvent produire un fil de 123.29 mètres de long (c'est-à-dire qu'un grain peut produire un fil de 400 pieds de long). Sa ténacité est aussi considérable.

L'argent fond au rouge blanc à une température de 22° Wedgewood. La surface du bain est si brillante, qu'elle paraît produire des étincelles; en augmentant la chaleur, l'argent s'élève en vapeurs, et par le refroidissement après la fusion, il offre une structure cristalline. L'argent est inaltérable à l'air, quoiqu'il soit facilement terni par les vapeurs sulfureuses, qui forment un sulfure à sa surface. Après avoir été exposé long-tems à une forte chaleur à vase ouvert, il se convertit en oxide. On obtient plus facilement cette conversion par la chaleur d'un verre ardent, l'électricité ou le galvanisme. L'oxide est gris et composé de 7 ou 8 d'oxigène sur 100. L'affinité de l'oxigène pour ce métal est si faible, que l'oxide est décomposé par la chaleur ou même la lumière. L'argent se combine avec le phosphore et avec le soufre. Quand on fond de l'argent et du soufre, le mélange acquiert

une couleur violette foncée; il est plus fusible que le métal, cassant, cristallisé, ayant le brillant métallique, et capable d'être coupé avec un canif. Il s'effectue une combinaison semblable lorsqu'on expose l'argent aux vapeurs sulfureuses, car la tache noire qu'on remarque sur les cuillers d'argent, lorsqu'on les met en contact avec des œufs bouillis, n'est qu'une couche de sulfure produite par le gaz hydrogène qui se dégage de cette substance. L'argent forme des sels avec presque tous les acides, et des alliages avec la plupart des métaux.

Sulfate d'argent. — Lorsqu'on fait bouillir l'acide sulfurique sur des grenailles d'argent, dans la proportion de 3 à 1, il se produit une effervescence avec dégagement de gaz acide sulfureux, et il se forme en même-tems une poudre blanche entièrement soluble dans l'eau, acidulée d'acide sulfurique. Avec un excès d'acide on obtient une solution incolore, âcre et très-caustique; il se forme des cristaux aiguillés ou en prismes très-fins par l'évaporation. Ce sel n'est pas très-soluble dans l'eau, fuse à la chaleur, noircit et se décompose. La lumière produit une décomposition semblable, ainsi que le phosphore et le soufre à froid, et le charbon à une chaleur rouge. Les alkalis le décomposent de même, et le précipité est susceptible d'être redissous dans l'ammoniaque.

Sulfite d'argent. — L'acide sulfureux s'unit facilement avec l'oxide d'argent; ce composé forme de petits grains brillans, de couleur perlée. L'acide sulfureux précipite le nitrate d'argent en poudre blanche, qui est aussi un sulfite. On obtient également ce sel en ajoutant une solution de sulfite d'ammoniaque à une de nitrate d'argent. En ajoutant ce sulfite en excès, le précipité se redissout et forme un sel triple qui se couvre d'une pellicule d'argent par l'action solaire : le liquide restant contient seulement du sulfate d'ammoniaque, l'oxigène de l'argent s'étant uni à l'acide sulfureux pour former de l'acide sulfurique.

Nitrate d'argent. — L'acide nitrique produit une action violente sur l'argent, et en dissout plus de la moitié de son poids avec un dégagement de gaz nitreux. La solution est presque

incolore, très-pesante et caustique : elle communique une tache rouge, qui devient noire, à la peau. Très-étendu d'eau, ce sel est astringent et amer. En évaporant jusqu'à pellicule, on obtient des cristaux carrés, et quelquefois triangulaires ou hexaèdres. Ce sel n'est point déliquescent à l'air, mais il noircit au soleil, et l'argent se réduit. Chauffé dans un creuset, il est privé de son eau de cristallisation et devient gris-brun par refroïdissement; on le coule en cet état dans des moules cylindriques (1), et on le verse ainsi dans le commerce sous le nom de *pierre infernale*. Le nitrate d'argent fortement chauffé se décompose ; il se dégage du gaz nitreux, de l'oxigène et de l'azote, tandis que le métal se réduit. Le charbon produit le même effet. Un cristal de ce nitrate, placé sur un charbon rouge, produit une détonation brillante, et l'argent se trouve adhérent à la surface du charbon. Le phosphore et le soufre réduisent aussi le métal. La soie qu'on a préalablement trempée dans une solution aqueuse de nitrate d'argent, exposée ensuite à l'action du gaz hydrogène, il se forme une couche d'argent métallique à sa surface, et un bâton de phosphore, tenu dans la même solution, se couvre d'argent métallique qui se trouve privé de son oxigène. Le nitrate d'argent est précipité, par l'acide sulfurique pur, en un sulfate blanc. L'acide hydrochlorique produit un précipité laiteux qui est un muriate d'argent. Les alkalis le décomposent aussi.

Argent fulminant. — On prépare ce composé en précipitant le nitrate pur, par l'eau de chaux, séchant le précipité et ajoutant de l'ammoniaque caustique pure, qui produit un

---

(1) Il est assez singulier que, pour obtenir la vente de la *pierre infernale*, la couleur soit absolument nécessaire. Il est à ma connaissance que celle qu'on tire de Paris, est toujours colorée par l'addition d'une certaine quantité de nitrate de cuivre évaporé à siccité. Je l'ai vu fabriquer ainsi dans les pharmacies de Paris, où l'on m'apprit qu'on l'avait refusé faute de n'être pas assez foncée. (*Note du Traducteur.*)

effet semblable à celui de la chaux qu'on éteint, après dix ou douze heures. Si on abandonne la solution, il paraît à la surface une pellicule qui se redissout par l'addition d'ammoniaque. Cette pellicule ne paraîtrait pas, si on avait ajouté assez d'ammoniaque. Le liquide étant séparé, on trouve un précipité noir, qui est l'argent fulminant; on le divise pour le faire sécher, afin d'éviter les accidens: car il détonne au plus léger frottement, même étant humide. On ne doit recouvrir la fiole qui le contient que d'un peu de papier. Le plus nécessaire dans cette opération est d'employer les parties constituantes très-pures. Comme la plupart des substances métalliques ont plus d'affinité pour l'oxigène que l'argent, celui-ci se trouve généralement précipité de ses solutions à l'état métallique, par eux.

Arbre de Diane. — Dans la précipitation du nitrate d'argent par le mercure, l'argent se reduit à l'état métallique en forme arborescente. Si une partie d'argent dissoute dans l'acide nitrique faible, et à laquelle on ajoute 20 parties d'eau pure, se trouve mise en contact avec 2 parties de mercure, l'argent, au bout de 40 jours, se trouve précipité, et l'arbre formé. On l'obtient encore en faisant, à froid, une amalgame de 4 parties de feuilles d'argent et 2 de mercure; on le dissout dans l'acide nitrique. La solution doit être allongée de 32 parties d'eau pour une de métal. En introduisant quelques atomes de cet amalgame dans une partie du liquide, l'arborescence se produit immédiatement. Dans cette expérience, l'oxide d'argent, étant privé de son oxigène par le mercure, se précipite à l'état métallique. L'argent est également précipité de cette manière par le cuivre.

Chlorure d'argent. — L'acide hydrochlorique ne produit aucune action sur l'argent; mais si on ajoute de cet acide au nitrate d'argent, il se forme un précipité; on l'appelle *argent corné*. Il est insoluble dans l'eau. C'est cet effet qui rend le nitrate d'argent un réactif très-délicat, pour décéler la présence de l'acide hydrochlorique, ou de ses composés, dans les eaux minérales. Le chlorure d'argent n'est dissous par au-

cun des acides ni des alkalis purs; mais il est décomposé par les carbonates alkalins et dissous par l'ammoniaque. Lorsque cette solution est exposée à l'air, il se forme une pellicule irisée à la surface, qui augmente toujours d'épaisseur et finit par prendre une couleur noire. L'oxide d'argent se combine avec la plupart des autres acides, et les composés sont généralement insolubles. L'acétate d'argent, qu'on prépare en dissolvant l'oxide dans l'acide acétique, est un sel très-soluble et d'un goût métallique très-âcre. L'oxide d'argent est soluble dans l'ammoniaque; mais quand on expose la solution à la lumière, elle est décomposée; il se dégage du gaz azote, partie constituante de l'ammoniaque, tandis que l'hydrogène, autre élément, s'unit avec l'oxigène de l'oxide, et le métal se réduit. L'oxide d'argent se combine aussi avec plusieurs terres, et forme avec elles des masses vitreuses, qui communiquent les couleurs jaune, olive, verte et brune aux émaux et aux verres.

Alliages.— L'argent forme des *alliages* avec la plupart des métaux, et devient tantôt cassant, fusible ou dur; avec le cuivre, qui est un des métaux les plus utiles, l'argent devient plus dur et la couleur n'en est pas diminuée, à moins que la proportion de cuivre ne soit considérable. Cet *alliage* est, par cette raison, toujours employé dans la fabrication des ustensiles, des bijoux et dans celle de la monnaie. La monnaie d'argent d'Angleterre est composée de 11 parties d'argent et d'une de cuivre (1).

SECTION VIII.

DU MERCURE ET DE SES COMPOSÉS.

Le mercure, appelé *argent vif*, de son état toujours liquide à la température ordinaire, paraît avoir été connu dans les

(1) L'alliage qui constitue la monnaie d'argent de France est un composé de 9 parties d'argent et d'une de cuivre.

premiers âges du monde. Il existe sous quatre états différens dans la nature : à l'état natif, en amalgame avec d'autres métaux, et très-souvent avec l'argent ; à l'état de sulfure ou de cinabre, vermillon natif, et à l'état de chlorure. Quand la mine de mercure est alliée avec d'autres métaux, on la dissout dans de l'acide nitrique ; l'or qui s'y trouve combiné se précipite; le bismuth se précipite ensuite par l'addition de l'eau, et l'argent par l'hydrochlorate de soude (sel ordinaire en solution). Le chlorure de mercure le précipite aussi ; mais comme il est plus soluble dans l'eau que celui d'argent, on l'en sépare aisément. Si la mine est un cinabre, on la fait bouillir, avec 8 ou 10 fois son poids, d'un mélange de 3 parties d'acide nitrique et d'une d'acide hydrochlorique (eau régale), le métal se dissout et le soufre se précipite.

On peut croire que le mercure est impur lorsque son lustre diminue ou lorsque les globules qu'on forme ne s'unissent pas facilement. On peut obtenir du mercure pur en frottant deux parties de cinabre et une de tournure de fer, et en distillant la masse dans une cornue de fer dont le cul est enveloppé de linges mouillés : il se forme dans la cornue un sulfure de fer, tandis que le mercure s'élève en vapeurs et se condense dans l'eau : on le sèche et on le fait passer dans une peau. En cet état, il est blanc et très-brillant, d'une pesanteur spécifique de 13.56, n'ayant ni goût ni odeur. Il est liquide jusqu'à la température de — 40 centigr. A l'état solide, il a quelque malléabilité ; il entre en ébullition à 348.88 centigrades, et se convertit en vapeurs invisibles et élastiques. Exposé à l'air, le mercure se ternit à sa surface, il s'y forme une poudre noire. Ce procédé est augmenté par la chaleur et l'agitation ; c'est un oxide autrefois connu sous le nom d'*éthiops persé*, contenant 4 p. 100 d'oxigène. Cet oxigène se dégage par une forte chaleur ; mais lorsqu'on expose cet oxide à une chaleur modérée, il se forme un oxide rouge qui contient le double d'oxigène : la trop forte chaleur le convertit en oxide noir. Le précipité rouge a un goût désa-

gréable ; il agit fortement sur les matières animales, corrode la peau, et peut être considéré comme un poison.

Le phosphore se combine avec le mercure ; le composé est solide, noir, et se coupe avec un couteau. Exposé à l'air, il exhale l'odeur du phosphore. Le mercure se combine aussi avec le soufre ; une partie du métal et deux de soufre triturés dans un mortier, forment une poudre noire qu'on nommait autrefois *éthiops minéral.* Lorsque ce composé est chauffé à vase ouvert, le soufre s'enflamme et se convertit en partie en gaz acide sulfureux, tandis que le mercure étant en plus grande proportion prend l'apparence d'une poudre violette, qui, étant sublimée, produit le cinabre artificiel, ou sulfure rouge de mercure ; on le réduit en poudre pour constituer le vermillon des peintres. Il est composé de 15 de soufre et de 85 de mercure.

Sulfate de mercure. — On obtient différens *sulfates* suivant la température où la combinaison se fait, et la quantité d'acide employé. L'acide sulfurique ne produit aucun effet sur le mercure à froid ; mais 3 parties d'acide et 2 de mercure, exposés à la chaleur dans un matras, dégagent de l'acide sulfureux avec effervescence. Lorsque le mercure est changé en une masse blanche, et que le procédé est arrêté, tandis qu'il reste du liquide, celui-ci est âcre et corrosif, rougissant les couleurs végétales, et la masse est un *sur-sulfate de mercure.* Ce sel, lavé avec une partie d'eau insuffisante pour la solution complète, et ce lavage continué jusqu'à ce qu'elles ne changent plus les couleurs bleues végétales, se trouve être un sel blanc sans acidité et moins âcre et corrosif que la masse saline dont on l'a obtenu. Il est considéré comme un *sulfate neutre ;* il cristallise en lames ou en petits prismes aiguillés, solubles dans 500 parties d'eau froide et dans moitié de son poids d'eau à 100°. Les alkalis purs et l'eau de chaux en précipitent une poudre grise ; l'addition de l'acide sulfurique le rend plus soluble, et le réduit en *sur-sulfate.* Si on expose plus long-tems à la chaleur parties égales d'acide et de

métal, on obtient un composé salin, dont la portion d'oxigène du métal est plus grande, résultant de la décomposition d'une plus grande quantité d'acide. Ce sel cristallise en petits prismes; il contient un excès d'acide, et il est déliquescent à l'air. Si on verse de l'eau bouillante sur ce sel à plusieurs reprises, il se convertit en une poudre jaune, connue sous le nom de *turbith minéral*. C'est un *sur-sulfate* de mercure, soluble dans 600 parties d'eau bouillante; mais un autre sulfate, qui contient un excès d'acide, reste dans la solution, et est par conséquent plus soluble dans l'eau. Il paraît donc qu'on peut former trois sulfates de mercure; le neutre, le sur-sulfate, qui est plus soluble que le premier, et qui est précipité par les alkalis en couleur orangée, et le troisième, contenant en excès de base, d'une couleur jaune, et formant un précipité gris avec les alkalis. Si on ajoute de l'ammoniaque à une solution neutre de mercure, on obtient un précipité gris, qui, exposé au soleil, se réduit en partie à l'état métallique, et en partie en forme de poudre grise. Cette dernière est un sel triple, qui est soluble dans l'ammoniaque, et produit des cristaux brillans par l'évaporation.

Nitrate de mercure. — Quand on verse de l'acide nitrique sur du mercure, il s'effectue une décomposition rapide, avec dégagement de gaz nitreux; lorsque la solution est faite à froid, il se produit un liquide qui tache en brun les matières végétales et animales, produisant des cristaux transparens composés de deux pyramides tétraèdres. Ces formes diffèrent cependant suivant la nature de sa solution et la manière dont l'évaporation est faite; on considère celui-ci comme un *nitrate neutre*. Il paraît qu'il y a trois nitrates; le premier, préparé comme il vient d'être dit; le second ou *sur-nitrate* s'obtient en dissolvant le premier dans de l'eau contenant de l'acide nitrique, ou en ajoutant de l'acide nitrique aux autres nitrates; et le troisième qui est le *sous-nitrate*, avec excès de base, existe dans la solution précipitée par l'eau; on l'obtient en exposant les autres nitrates à la chaleur, qui en dégage une partie de leur acide; on obtenait ainsi autrefois le tur-

bith nitreux. Ces différens nitrates ont des propriétés communes; mais ils ont des caractères distinctifs, principalement dans leurs décompositions. Le *nitrate*, placé sur des charbons ardens, détonne faiblement avec une flamme blanche; le *sous-nitrate* détonne plus faiblement encore, et le *sur-nitrate* fond, se gonfle et exale des vapeurs rouges sans presque aucune détonation. Le *nitrate neutre*, chauffé dans un creuset, sans aucune matière combustible, se décompose, dégage du gaz nitreux, devient jaune orangé et enfin rouge foncé; c'est ce qu'on appelait autrefois, *précipité rouge*, qui n'est que *l'oxide rouge*. Les cristaux de nitrate de mercure, exposés à l'air, en absorbent l'oxigène, et changent leur couleur en jaune : c'est un *sous-nitrate* qui s'est ainsi formé. Les nitrates de mercure sont décomposés par les alkalis, mais les effets sont différens, suivant l'état de la combinaison et la nature de l'oxide qui forme le composé.

Mercure fulminant. — Cette poudre fulminante, obtenue d'abord par M. Loward, s'obtient par le procédé suivant. On fait dissoudre 1 partie de mercure dans 12 d'acide nitrique; la solution étant versée sur 16 parties d'alcool, on applique une légère chaleur jusqu'à effervescence; il se dégage beaucoup de fumées blanches, et la poudre se précipite graduellement. Recueilli sur un filtre, lavé à l'eau pure et séché, on l'abrite du frottement extérieur en le gardant dans une fiole bouchée avec du papier. Pour prévenir la réaction de l'acide nitrique il est essentiel que la poudre soit lavée aussitôt qu'elle se trouve formée. Il paraît aussi qu'il est nécessaire de faire usage d'un vase, tel qu'un grand matras, dont les bords fassent retomber les gouttes d'éther, qui se forment dans l'eau mère. La poudre en est plus blanche et plus active dans ses effets (1).

---

(1) Les meilleures proportions pour faire la poudre fulminante sont 1 de mercure, 9 d'acide nitrique concentré à 40°, et 12 d'alcool à 36 du pèse-liqueur de Beaumé. On ajoute l'alcool aussitôt qu'on a obtenu

Lorsqu'on la frappe avec un marteau, il se produit une explosion violente; le marteau se trouve recouvert d'une

---

la solution verte du mercure, et on laisse agir le mélange à froid. Bientôt il se produit une réaction violente, avec un dégagement de fumées blanches très-lourdes, qui contiennent du mercure en suspension, et dont il faut se garantir. Le précipité que l'on obtient est toujours un tiers plus pesant que le mercure employé. On fait l'opération dans un grand matras à long cou, dont la capacité soit de 30 à 40 fois plus grande que le mélange qu'on y introduit. La poudre qu'on obtient ainsi est grise, mêlée de points brillans, détonnant facilement, et très-employée à fabriquer la poudre d'amorce des fusils de chasse, qui est un composé de poudre fulminante et de cire. On en fait de gros grains, dont on en place un seul sur la lumière du fusil; le piston qui le frappe produit l'explosion, et communique le feu à la charge intérieure. Cette manière d'amorcer le fusil empêche les accidens de la lumière ordinaire, et de faire ce qu'on appelle *long feu*. Il est extrêmement rare de manquer le gibier, à moins qu'on ne tire tout-à-fait à côté. Cette poudre se vend 15 francs l'once, chez l'arquebusier Lepage. L'emploi de l'acide et l'alcool très-concentrés, dans la fabrication de la poudre fulminante, est une condition *sine quâ non*.

Lorsqu'on veut se procurer du mercure fulminant en petite quantité, d'un gramme, par exemple, la difficulté de peser exactement le mercure se trouve levée en se servant d'un petit instrument, représenté figure 12, planche 4. Il consiste en un tube de 8 à 9 pouces de long, dont la capillarité est d'un quart de ligne à-peu-près. On souffle à l'une des extrémités un petit entonnoir, et on courbe l'autre extrémité à 90 degrés, de manière que la petite branche effilée soit au niveau de la boule. La lampe à l'émailleur, que l'on doit savoir manier, est d'un usage indispensable dans toutes les préparations d'instrumens de verre.

L'instrument étant disposé de la sorte, on pèse exactement un gramme de mercure; on le verse dans la boule A, et on marque l'espace BC qu'il occupera dans le tube, que l'on divisera indéfiniment.

L'inclinaison du tube, faisant passer le mercure de C en D, permettra d'en faire écouler des parties infiniment petites, par la partie effilée, et d'obtenir ainsi les quantités desirées. La boule ne sert exactement que pour introduire le métal.

Soit maintenant un tube quelconque, à pied, que l'on graduera à

couche de mercure métallique. Il faut avoir le soin de n'opérer que sur de très-petites quantités. Le degré de chaleur nécessaire pour son explosion est de 186.66 centigr. Lorsqu'on emploie cette poudre à charger un fusil, d'une balle ordinaire, le fusil éclate toujours. La décomposition de cette poudre donne pour produits du gaz acide carbonique et de l'azote. L'acide sulfurique produit son explosion immédiate; il se forme un *oxalate de mercure* par l'acide nitrique, plus du *gaz nitreux éthérisé*. L'acide hydrochlorique la décompose en produisant un *hydrochlorate neutre* et un *sous-hydrochlorate*.

Chlorure de mercure (*muriate*). — Deux parties de mercure étant mises en ébullition avec une et demie d'acide sulfurique dans un matras, sur un bain de sable, et poussées à siccité, et ensuite mises en contact avec 4 parties de sel ordinaire sec, et sublimés dans un vase de verre, produisent un *muriate de mercure* qui se forme en une masse blanche sémi-transparente, composée de petits cristaux prismatiques. Ce sel est très-âcre et caustique; sa pesanteur spécifique est de 5.13; il est soluble dans 20 parties d'eau froide, dont on peut l'extraire en forme de cubes, de rhomboïdes ou de prismes tétraèdres à côtés inégaux, terminés par des sommets dièdres. Il est inaltérable à l'air, et peut se sublimer sans changement. Il est soluble dans les acides, et s'extrait de leurs solutions sans altération. Les alkalis et les terres en précipitent une poudre jaune orangée; les carbonates d'alkalis fixes produisent constamment un précipité jaune et l'ammoniaque forme un sel triple. Le *muriate de mercure*, (sublimé corrosif) est un poison dangereux pris intérieurement;

---

l'alcool à 36°, d'un des côtés, et à l'acide nitrique à 40° de l'autre, conditions indispensables pour obtenir le mercure fulminant; on pourra dans ce second tube mesurer les deux liquides, proportionnellement au mercure pesé, et opérer comme il est dit ci-dessus.

(*Note du Traducteur.*)

appliqué à l'extérieur, il corrode la peau, et s'emploie pour détruire les chairs baveuses. Ses parties constituantes sont 82 d'oxide et 18 d'acide; ou de 100 de mercure, et de 36 de chlore.

Sous-muriate de mercure. — Quand on triture ensemble 3 parties de mercure et 4 de sublimé corrosif, le premier disparaît. En introduisant ce mélange dans un matras, et en le sublimant, il se dépose à la partie supérieure du vase une matière blanche qui, étant séparée et sublimée de nouveau, est un *sous-muriate de mercure* (ou mercure doux); on le réduit en poudre et on le lave à l'eau bouillante. Il est d'ordinaire en une masse blanche, et quelquefois cristallisé; il est presque insipide, et dépourvu de qualités vénéneuses; sa pesanteur spécifique est de 7.17; il est peu soluble dans l'eau, il noircit à la lumière; il est phosphorescent dans l'obscurité, et requiert une plus grande chaleur pour le sublimer, que le sublimé corrosif. Le mercure doux se convertit en sublimé corrosif par l'acide nitrique ou le chlore (acide oximuriatique). Ce sel était connu des alchimistes; il est d'un grand usage en médecine, et contient 87 parties d'oxide de mercure ou moitié du poids du chlore qui existe dans le sublimé corrosif. Il se forme un sel triple par l'addition de l'ammoniaque à la solution de sublimé corrosif, qui constitue une poudre blanche, insoluble dans l'eau et désignée par les alchimistes sous le nom de *sel d'Alembroth* ou *de sagesse*.

L'oxide de mercure forme des sels avec presque tous les acides. L'acétate de mercure avec excès d'acide, se prépare en dissolvant dans l'acide acétique, le précipité formé par les alkalis dans le nitrate de ce métal, ou en mêlant ensemble les solutions d'acétate de potasse et de nitrate de mercure. L'acétate est en cristaux lamelleux, d'un goût âcre et à peine soluble dans l'eau.

Alliages. — Les alliages de mercure, nommés *amalgames*, sont nombreux. Il se combine avec la plupart des métaux et leur communique une consistance molle. Il s'unit avec l'or et l'argent, pour les séparer de leurs mines, et dans les

procédés de l'art du doreur. Le zinc forme un amalgame qu'on applique aux cylindres des machines électriques pour en augmenter la force; allié à l'étain, le mercure constitue les feuilles qu'on applique aux glaces pour former les miroirs.

SECTION IX.

DU CUIVRE ET DE SES COMPOSÉS.

Le cuivre paraît être un des métaux les plus anciennement connus. On l'extrait facilement de ses mines, il n'est pas difficile à travailler et paraît avoir été employé à beaucoup d'usage par les Égyptiens, les Grecs et les Romains. Il se trouve en abondance dans la nature en mines métalliques, à l'état natif, cristallisé ou arborescent, le plus souvent à l'état de sulfure, à celui d'oxide et à l'état de sulfate ou d'acétate; ce qui en fait varier le mode d'extraction. Le sulfure réduit en poudre est traité par l'acide sulfurique bouillant, évaporé et lavé à l'eau à 100°, pour en séparer les parties solubles. Le sel dissous dans l'eau, on y plonge une lame de cuivre pour en précipiter l'argent, puis une lame de fer qui en précipite le cuivre. On sèche ce précipité, et on le fait fondre pour l'obtenir à l'état solide.

Propriétés. — Le cuivre est rouge, très-brillant, d'une pesanteur spécifique de 8.58, ayant une odeur désagréable, un goût astringent particulier, et vénéneux pris à l'intérieur. Il est très-malléable, très-ductile, et possède une grande ténacité. Le cuivre fond à 27° wedgewood ou à 787.77 centigr.; il cristallise en pyramides quadrangulaires, ou en octaèdres.

Oxides. — Exposé à l'air, le cuivre brunit et se couvre d'une couche verte appelée *vert-de-gris.* On accélère cette oxidation par l'humidité, et l'acide carbonique de l'air se combine avec une partie d'oxide, de sorte que le vert-de-gris est un mélange d'oxide et de carbonate de cuivre. Soumis à une forte chaleur, le cuivre s'oxide davantage; une lame de cuivre rougie avec le contact de l'air devient brune, et on

peut en détacher une couche d'oxide brun, qu'on obtient facilement en le plongeant tout rouge dans l'eau froide. On réduit ainsi le cuivre en oxide brun en répétant ce procédé; c'est le plus grand degré d'oxidation du cuivre. On peut obtenir l'oxide noir en dissolvant le cuivre dans l'acide nitrique ou l'acide sulfurique, et on le précipite par un alkali. Les parties constituantes de cet oxide sont de 25 d'oxigène et 75 de cuivre. Quand on mêle l'oxide noir avec une proportion moindre de cuivre métallique en poudre, et qu'on triture le mélange que l'on dissout ensuite par l'acide hydrochlorique, on obtient un précipité orangé par la potasse. Cet oxide contient plus de 11 parties d'oxigène sur 100. Exposé à l'air, il change de couleur, par l'absorption de l'oxigène.

Phosphure. — Le cuivre se combine avec le phosphore et forme un phosphure qu'on prépare en fondant parties égales de cuivre, de verre phosphorique et de charbon, ou bien en projetant des morceaux de phosphore sur du cuivre rouge dans un creuset. Ce phosphure a un brillant métallique, une couleur grise d'une contexture serrée et plus fusible que le cuivre. Exposé à l'air, il se ternit, devient noir et se couvre d'une espèce d'efflorescence qui est un phosphate de cuivre, le phosphore s'étant combiné avec l'oxigène de l'atmosphère.

Sulfure. — Le cuivre s'unit facilement avec le soufre. Le sulfure se prépare en mêlant de la fleur de soufre avec de la tournure de cuivre, dont on forme une pâte et qu'on expose à l'air. La masse se gonfle, acquiert de la chaleur et se convertit en une matière brune; on le prépare aussi en chauffant dans un creuset parties égales de tournure de cuivre et de soufre. Ce sulfure est plus fusible que l'autre. On l'emploie en peinture, et il constitue une des mines de cuivre les plus abondantes dans la nature.

Sulfate de cuivre. — L'acide sulfurique et le cuivre mis en ébullition produisent de l'*acide sulfureux* qui se dégage et un sulfate cristallisé d'une belle couleur bleue. Ce sel est un sursulfate qui rougit les couleurs bleues végétales. Il est stiptique et métallique, très-acre et très-caustique; sa pesanteur est de

2.19; il est soluble dans quatre parties d'eau froide et deux d'eau bouillante; il s'effleurit à l'air et se convertit, par la chaleur, en une poudre bleuâtre. Une température trop élevée en dégage entièrement l'acide et le réduit en oxide. Ce sel est connu dans le commerce sous le nom de *couperose bleue, vitriol de cuivre* ou *vitriol de Chypre*. On le trouve en abondance dans la nature, et on l'obtient en évaporant les eaux qui le contiennent, ou en exposant son sulfure à l'action de l'air et de l'humidité. Le sulfate de cuivre est décomposé par les alkalis, qui en précipitent un oxide gris bleuâtre, qui devient vert à l'air par l'absorption de l'acide carbonique. Le précipité formé par l'ammoniaque est redissous dans un excès de cet alkali, et le liquide est d'une belle couleur bleue.

Le cuivre se réduit à l'état métallique par l'action de fer, de zinc et de l'étain. Une lame de fer, plongée dans une solution de sulfate de cuivre se recouvre bientôt de ce dernier métal : c'est ainsi qu'on l'extrait de ses dissolutions naturelles (1).

Sulfite de cuivre. — L'oxide de cuivre se combine facilement avec l'acide sulfureux. On obtient également ce sulfite en ajoutant une solution de sulfite de soude à une solution de cuivre. Il se forme un précipité jaune orangé et des petits cristaux verdâtres qui se déposent. La portion d'oxide est plus grande dans le précipité jaune, mais dans le précipité vert, le sulfite est saturé et soluble dans l'eau dont on l'extrait cristallisé. Chauffés au chalumeau, ces sels fondent en se noircissant, et se réduisent à l'état métallique. Lorsqu'on ajoute de l'acide nitrique, ils sont convertis en sulfates; par l'acide sulfurique, l'acide sulfureux se dégage, et il reste une matière brune qui est un oxide mêlé à du cuivre métallique.

---

(1) On a vu des militaires français l'extraire par ce moyen de plusieurs sources naturelles de l'Espagne, lors de l'occupation française de ce pays, et en tirer des produits qui leur étaient très-avantageux.

(*Note du Traducteur.*)

Nitrate de cuivre. — Le cuivre introduit dans l'acide nitrique se décompose rapidement; il se dégage du gaz nitreux pur; le métal est oxidé, et l'oxide dissous. La solution, d'abord pâle, devient plus foncée, et produit des cristaux parallélogrammes. Ce sel est stiptique, très-caustique et corrode la peau; il est déliquescent à l'air et très-soluble dans l'eau; il fond à la chaleur, et perd son eau de cristallisation. Les alkalis précipitent un oxide bleuâtre de ce nitrate. Par la potasse, on obtient une masse bleue dont on augmente la couleur par une certaine quantité de chaux vive; on l'emploie en peinture (1). En distillant le nitrate de cuivre, la masse s'épaissit et forme une croûte qui est un sous-nitrate; il est avec excès de base, et insoluble dans l'eau.

Hydrochlorate de cuivre. — Le cuivre se dissout dans l'acide hydrochlorique par la chaleur; il y a effervescence et dégagement d'hydrogène. La solution est d'une belle couleur verte, facilement distinguée du sulfate et du nitrate. On le prépare par combinaison directe de l'acide faible avec l'oxide vert de cuivre: la solution produit des cristaux en aiguilles allongées d'une couleur vert-pré. Ce sel est âcre et caustique;

---

(1) Pour obtenir de belles cendres bleues, on fait dissoudre de la limaille de cuivre rouge dans l'acide nitrique affaibli de moitié son poids d'eau. On ajoute à cette dissolution de la chaux en poudre, et on agite le mélange pour faciliter la décomposition du nitrate de cuivre, afin que toute la chaux soit absorbée, et que le précipité qui a lieu à l'instant même du mélange, soit un pur précipité de cuivre. On décante le nitrate de chaux; on lave le précipité à plusieurs reprises, et on le projette sur un filtre où on le laisse égoutter. On prend une quantité de ce précipité, qui est vert; on la broie dans un mortier ou sur une pierre avec 7 ou 8 pour cent, de chaux vive en poudre. Ce mélange prendra, par la trituration, et dans l'instant même, une couleur bleue très-vive. Il est nécessaire d'en sécher une petite quantité pendant que l'on opère le dernier mélange, afin d'en mieux proportionner les doses, car la chaux n'est pas toujours uniformément de même qualité.

(*Note du Traducteur.*)

il est déliquescent à l'air, et fond à la chaleur; il ne se décompose pas par les acides sulfurique ou nitrique. On obtient un précipité bleuâtre par les alkalis, et le cuivre métallique se précipite de cette solution, par le zinc ou le fer. Le métal y est au *maximum* d'oxidation.

L'oxide de cuivre forme aussi des composés avec les acides boracique et phosphorique, mais qui sont presque insolubles dans l'eau. Le *carbonate de cuivre* se prépare en ajoutant un carbonate alkalin à une solution acide de métal; pour l'obtenir d'une couleur uniforme et brillante, on doit le précipiter à l'eau bouillante, le laver avec soin, et le placer au soleil. Le *carbonate natif*, appelé *malachite*, est composé des mêmes proportions d'oxide et d'acide, que l'artificiel.

Arseniate de cuivre. — En ajoutant un arseniate alkalin au nitrate de cuivre, on obtient une solution verte, et l'arseniate de cuivre se précipite en poudre bleuâtre. Si on ajoute de l'arsenite de potasse dans une solution de sulfate de cuivre il se forme un précipité d'un beau vert, inaltérable à l'air et proposé par *Scheele* comme peinture. On le prépare en dissolvant la potasse dans l'eau, et y ajoutant de l'acide arsenieux jusqu'à saturation. Le liquide filtré est ajouté graduellement à la solution de cuivre à chaud; il s'en dépose un précipité vert qu'on lave à l'eau bouillante (1).

---

(1) Voici le procédé de Scheele pour faire cette couleur, qui m'a très-bien réussi :

On met sur le feu, dans une chaudière de cuivre, deux livres de vitriol de cuivre (sulfate) avec 16 pintes d'eau pure (de pluie); la dissolution faite, on retire la chaudière du feu. D'une autre part, on fait fondre séparément, à l'aide de la chaleur, 2 livres de potasse blanche sèche et 11 onces d'arsenic blanc pulvérisé dans 5 pintes d'eau, et on filtre à travers d'un linge. Sur la dissolution arsénicale, on verse la dissolution encore chaude du sulfate de cuivre; on observe d'en mettre peu à-la-fois, et on remue continuellement avec une spatule de bois. Le mélange étant fait, on laisse le précipité se former, et on le lave plu-

Acétate de cuivre. — L'acide acétique dissout facilement le cuivre, au moyen de la chaleur, et il se forme un oxide connu sous le nom de *vert-de-gris*. Quand on expose des lames de cuivre à l'action de l'acide acétique, on obtient une solution bleuâtre, qui produit des cristaux bleus par l'évaporation, en formes de pyramides quadrangulaires tronquées. Ce sel est d'un goût désagréable, et vénéneux; il s'effleurit à l'air; il est très-soluble dans l'eau, décomposé par les alkalis, et produisant de l'acide acétique très-concentré par la distillation.

Oxalate de cuivre. — L'acide oxalique agit sur le cuivre, et forme des cristaux aiguillés de couleur verte. Il s'unit aussi avec l'oxide de ce métal; le composé bleu verdâtre qui en résulte est peu soluble dans l'eau. Enfin cet acide précipite les sulfate, nitrate et hydrochlorate de cuivre en forme de poudre grise verdâtre.

Hydrocyanate de cuivre (prussiate). — L'*hydrocyanate de potasse* forme, avec le *sulfate*, *le nitrate* et l'*hydrochlorate* de cuivre, en précipité d'une belle couleur; l'*hydrochlorate*

---

sieurs fois avec de l'eau chaude; enfin on fait sécher la fécule verte à l'ombre.

On pourrait aussi verser dans le commerce le *prussiate de cuivre*, qui est d'un beau brun kermès. J'en ai présenté chez différens marchands de couleurs, qui m'en ont demandé souvent depuis. Mais l'échantillon dont j'avais prié M. Dufour, fabricant de papiers peints, de faire l'essai, ne fut pas trouvé convenable comme couleur de tenture; il n'avait pas assez de corps pour couvrir, et sortait trop des tons des lacques, que les fabricans font eux-mêmes. Cependant les marchands de couleurs demandent encore aujourd'hui une couleur chocolat, qui puisse s'employer à l'huile, et remplacer l'oxide brun de plomb, sans en avoir les défauts. La meilleure manière de produire le prussiate de cuivre, consiste à faire bouillir du bleu de prusse avec une forte eau de chaux, et de précipiter le cuivre de sa solution sulfurique par ce prussiate de chaux. Je me suis convaincu que la lessive alkaline des fabricans de bleu de Prusse ne précipite le cuivre qu'en un brun terne et sale, tandis que le premier est très-beau. (*Note du Traducteur.*)

produit la plus belle couleur brune qu'on peut employer en peinture et qui paraît réussir également bien à l'huile et à l'eau.

Les alkalis dissous, dans lesquels on fait digérer de la limaille de cuivre, deviennent bleus; la couleur de l'ammoniaque liquide est la plus belle, quoiqu'il n'y ait qu'une très-petite partie d'oxide de dissoute. L'évaporation lente en dégage presque tout l'ammoniaque; et poussée à siccité, elle donne pour produit *l'oxide de cuivre.*

Alliages. — Le cuivre se combine avec la plupart des métaux par la fusion; avec l'arsenic, il forme le *tomback*, cassant et blanc: mais le plus utile est celui qu'il forme avec le zinc dans la proportion d'un quart de celui-ci. L'alliage est jaune, moins facile à se ternir et plus fusible que le cuivre. On l'appelle *laiton.* Quand on unit 3 parties de zinc et 4 de cuivre, on le nomme *métal de princes*, ou *pinchbeck;* il est moins malléable que le laiton, mais sa belle couleur est assez permanente à l'air. L'alliage avec l'étain s'appelle *bronze:* on l'emploie à mouler des statues et des canons; des cloches et des miroirs métalliques. La ductilité du cuivre est diminuée par l'étain; mais sa dureté et sa qualité sonore en sont augmentées.

SECTION X.

DU FER ET DE SES COMPOSÉS.

Le fer est un des métaux les plus utiles, et en même tems un des plus abondans dans la nature; on le trouve en alliage ou à l'état métallique, souvent en sulfure, en carbure, en oxide et en combinaison avec différens acides. Son extraction varie suivant la nature de la mine. En général, on réduit celle-ci par le charbon qui en sépare l'oxigène et la chaux qui s'étaient unis aux matières terreuses de sa gangue.

Le fer est gris-bleuâtre, très-remarquable par son brillant métallique. Sa pesanteur spécifique est de 7.6 à 8.16; il produit une odeur particulière en le frottant; et il est as-

tringent. Sa vertu magnétique est une de ses propriétes les plus remarquables; sa malléabilité est considérable, ainsi que sa ductilité et sa ténacité. Le fer est très-infusible, et requiert 150° de Wedgewood pour le fondre. Il rougit avant la fusion, et passe par différens degrés de couleur, suivant sa température : on les distingue en rouge, rouge cerise, rouge brillant et rouge blanc ou incandescence.

Le fer se ternit bientôt à l'air et se couvre d'une pellicule connue sous le nom de *rouille* : c'est le procédé de l'oxidation qui se trouve accéléré par l'humidité. Cet oxide est en partie combiné avec l'acide carbonique de l'atmosphère; on le nommait autrefois *saffran de mars.*

Oxides. — L'oxigène se combine en deux proportions avec le fer. Le premier, qui est brun ou rouge, est le *péroxide;* il se prépare en exposant de la tournure de fer à une chaleur rouge, à vase ouvert, en le remuant; il est composé de 42 d'oxigène et 58 de fer. Quand on fait un mélange d'oxide rouge et de tournure de fer en parties égales, et qu'on l'expose à la chaleur, la masse se convertit en oxide noir dont les proportions sont de 27 d'oxigène et 73 de métal. On le forme aussi en passant de la vapeur d'eau dans un tube rouge contenant des fragmens de fer (1).

---

(1) Dans les fabriques de bleu de Prusse, on emploie l'oxide de fer avec avantage dans le rapport de 1 à 80, c'est-à-dire 2 onces par calcination de 10 livres de matières animales; on le prépare en prenant une quantité de tournure de fer, qu'on introduit dans un petit tonneau ouvert par un des côtés; on ajoute de l'eau nécessaire pour couvrir à peine cette tournure, et on agite de tems en tems avec un fer ou un canon de fusil. Au bout de quelques jours, on lave à grande eau, et on obtient pour dépôt un mélange des deux *oxides* de fer, que l'on fait sécher. Je me suis assuré que cette partie d'oxide de fer, ajoutée aux matières, lors de la calcination des matières animales, produit un très-bon effet, par la combinaison d'une partie de cet oxide avec l'acide hydrocyanique (principe colorant du bleu de Prusse), qu'il fixe, et dont il bonifie la lessive alkaline. (*Note du Traducteur.*)

Carbure. — Le fer se combine facilement avec le carbone. La *plombagine* ou *mine de plomb*, est un carbure de fer naturel; sa composition paraît être de 4 de fer et de 96 de carbone. L'*acier* est aussi un composé de fer et de carbone.

Fer cru. — Lorsqu'on extrait le fer de ses mines, il n'est pas entièrement dégagé de son oxigène et il reste encore combiné avec une portion considérable de carbone; il est alors cassant et à peine malléable.

Fer ouvré. — Pour lui donner cette qualité de malléabilité, on l'introduit dans un fourneau et on le fait fondre à la flamme de matières combustibles, dirigées à sa surface; on le remue constamment pendant la fusion, pour mettre successivement toute la masse au contact de l'air; le fer se gonfle alors, produit une flamme bleue, et après avoir été tenu en cet état pendant une heure, il acquiert de la consistance et devient solide. On l'enlève du fourneau pendant qu'il est encore élevé en température; on le bat fortement par l'action d'une machine et il se trouve alors amené à l'état de *fer doux*, ou *ouvré.*

Acier. — Cette substance est un composé de fer doux et de carbone. On suit différens procédés dans sa préparation. L'*acier naturel* se prépare en exposant le fer cru dans un fourneau, pendant que la surface est couverte de scories. Après ce procédé, le fer reste en combinaison avec une petite portion d'oxigène; mais cette espèce d'acier est inférieure en qualité. Pour obtenir de l'acier de cémentation, on arrange des couches de fer et de poussier de charbon, alternativement, dans des auges; on en exclut l'air avec soin, et on expose les auges, pendant huit ou dix jours, à la chaleur d'un fourneau; le fer se trouve converti en acier : on traite ensuite cet acier de différentes manières, suivant les usages auxquels on le destine. On prépare l'*acier fondu* en faisant fondre dans un creuset de l'acier naturel, du poussier de charbon et du verre pilé, dans la proportion de 30 parties de fer et une de chacune des deux autres substances. C'est la meilleure espèce d'acier qui soit employée par les fabricans de lames tran-

chantes. Les propriétés de l'acier sont très-différentes de celles du fer : il est dur et cassant; il résiste à l'action du feu et retient beaucoup plus long-tems les propriétés magnétiques; quand il est battu, sa pesanteur spécifique est plus grande que celle du fer, et il n'est malléable que lorsqu'il est rouge.

Phosphure. — On obtient cette combinaison en projetant des morceaux de phosphore dans du fer fondu. Ce phosphure est blanc et cristallin. Beaucoup de fer du commerce, qui est cassant à froid, mais malléable étant rouge, doit cette qualité à une certaine portion de phosphure de fer qui s'y trouve combiné.

Sulfure. — Le sulfure de fer s'obtient en faisant fondre ensemble, dans un creuset, parties égales de tournure de fer et de soufre : on obtient une masse grisâtre, qui, étant réduite en poudre et mouillée, se convertit en sulfate. Le sulfure de fer est très-abondant dans la nature et se trouve cristallisé en cubes.

Sulfate. — Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique faible sur du fer, il se produit une effervescence avec dégagement de gaz hydrogène. L'eau est décomposée; son hydrogène se dégage, tandis que son oxigène forme l'oxide de fer, qui s'unit avec l'acide et se change en sulfate. Cette solution, de couleur verte, produit des cristaux rhomboïdaux qui sont astringens. Ce sel, soluble dans l'eau, rougit presque toujours les couleurs bleues végétales; on le trouve dans la nature, et on le forme en décomposant les pyrites ou sulfures de fer, dont on accélère la décomposition par le grillage et l'humidité. Après l'oxidation du fer et la conversion du soufre en acide sulfurique, les sels sont enlevés par de l'eau que l'on évapore, et dont on obtient les cristaux connus dans le commerce sous le nom de *vitriol vert.* Quand on l'expose à une forte chaleur, il perd son eau de cristallisation et dégage du gaz acide sulfureux. On obtient une poudre rouge connue sous le nom de *colcothar.* En cet état, le sel est presque entièrement décomposé, le fer est fortement oxidé, et la poudre rouge n'est qu'un composé de sulfate de fer et d'oxide

rouge. Quand on l'expose à l'air, ce sulfate devient opaque et se couvre de taches de rouille par l'absorption de l'oxigène, qui fait passer l'oxide noir à l'état d'oxide rouge; c'est-à-dire que le *protoxide* passe à l'état de *tritoxide*. On amène la solution du sulfate à l'état de *tritoxide* ou au *summum* d'oxidation, en dissolvant le tritoxide de fer (rouge) dans l'acide sulfurique concentré, par la chaleur. Ce sulfate est incristallisable, et dépose son oxide lorsqu'on le chauffe ou qu'on le met à l'air. Quand on ajoute des batitures de fer à la solution au *maximum*, on obtient du *sulfate vert*, c'est-à-dire au *minimum*, lorsqu'on a le soin de l'étendre d'une certaine quantité d'eau.

L'infusion de noix de galle produit un précipité noir avec le sulfate de fer au *maximum*, mais ne produit aucun changement sur le sulfate vert. Le *sulfate vert* absorbe le gaz nitreux et devient jaune, ce qui le distingue du *sulfate* au *maximum*.

Sulfite de fer. — On obtient deux composés d'acide sulfureux et de fer, dont l'un est un *sulfite simple*, et l'autre ayant une portion additionnelle de soufre, ce qui en fait un sulfite sulfuré de fer. Aucun des deux ne précipite la noix de galle en noir, ni le prussiate de potasse en bleu; d'où on conclut que le fer y est à l'état de *protoxide* ou *oxide noir*.

Nitrate de fer. — L'acide nitrique étendu d'un peu d'eau produit une action violente sur le fer et dégage de l'acide nitreux. La solution est d'un vert jaunâtre, devenant pâle à l'air, en raison de la combinaison de l'acide nitreux avec l'oxigène, pour former de l'acide nitrique. Le fer est au *minimum* d'oxidation dans ce composé. On peut en général précipiter l'oxide de toutes ces sortes de combinaisons, par les alkalis. Le nitrate au *maximum* d'oxidation se forme en dissolvant l'oxide rouge dans l'acide nitrique, ou en exposant le nitrate simple à l'air. Cette solution est brune, incristallisable, et se prenant en gelée par l'évaporation. L'acide se dégage par la chaleur, et l'oxide rouge reste. La solution de ce nitrate précipite la noix de galle en noir, et le prussiate de potasse en bleu vif.

Hydrochlorate de fer.—L'acide hydrochlorique a une action violente sur le fer; il se dégage du gaz hydrogène, et on obtient une solution pâle très-stiptique : évaporée jusqu'à consistance sirupeuse, on obtient des petits cristaux déliquescens; exposée à l'air ou fortement chauffée, cette solution devient brune et l'oxide de fer se dépose. L'acide hydrochlorique dissout l'oxide de fer au *maximum*. La solution est foncée : évaporée à siccité, on obtient une masse déliquescente jaune. Quand on précipite le fer de cette solution par les alkalis, l'oxide qu'on obtient n'est plus susceptible de changemens à l'air; enfin elle précipite la noix de galle en noir, ainsi que le prussiate de potasse en bleu, comme le sulfate au *maximum*.

Phosphate de fer. — L'acide phosphorique n'agit que faiblement sur le fer, mais il se combine avec ses deux oxides. Le phosphate au *maximum*, qui est presque insoluble dans les acides et l'eau, est soluble dans le serum du sang et rougit ce fluide animal.

Arseniate de fer. — L'acide arsenique forme des composés avec les deux oxides de fer. Le *proto-arseniate* est préparé en ajoutant une solution d'arseniate d'ammoniaque à une solution de sulfate de fer : il a la forme d'une poudre insoluble.

L'*arseniate* au *maximum* s'obtient en ajoutant de l'arseniate d'ammoniaque à une solution de sulfate rouge, ou en faisant bouillir le *proto-arseniate* de fer avec de l'acide nitrique.

Tungstate de fer. — On le trouve natif dans le minéral appelé *wolfram*. Le *chromate de fer* est une autre production naturelle. Le *columbate* de fer contient un nouveau métal appelé *columbium*.

Acétate de fer. — L'acide acétique dissout le fer avec effervescence et dégagement de gaz hydrogène : la liqueur est brune et produit, par l'évaporation, une masse gélatineuse, dans laquelle on trouve de petits cristaux bruns. Ce sel est stiptique et douceâtre, déliquescent à l'air et décomposable par la chaleur. Chauffé jusqu'à ce qu'il cesse de développer son odeur de vinaigre, il reste un oxide jaunâtre, facilement

réduit et attirable à l'aimant. La solution de ce sel produit un précipité noir avec l'infusion de noix de galle, et un précipité bleu avec le prussiate de potasse. On s'en sert beaucoup dans la teinture pour imprimer les toiles : on peut le fabriquer en grand avec de vieux fers et du vinaigre de grain ou des mélasses. On les expose à l'air dans de grands vases, et bientôt la fermentation acide en change les solutions en vinaigre ; le fer se trouve en même tems oxidé et dissous par l'acide. Lorsqu'on dissout le sulfure de fer dans l'acide acétique, on obtient par l'évaporation des cristaux prismatiques verts, stiptiques et douceâtres. Leur solution ne trouble pas celle de la noix de galle, et produit un précipité blanc avec le prussiate de potasse. Exposée à l'air, elle absorbe l'oxigène, et se convertit en *acétate* au *maximum*, ou *rouge*.

Gallate de fer. — Quand on ajoute une infusion de noix de galle à une solution des sels de fer, il se produit généralement un précipité noir. L'encre à écrire est un composé de la solution de *gallate de fer* et de *tannin*. Pour en augmenter la couleur et tenir le précipité en suspension, on ajoute du bois de Fernambouc et de la gomme arabique. Quand on emploie le *proto-sulfate de fer* (sulfate vert) à la préparation de l'encre, celle-ci est d'abord très-pâle, mais devient bientôt noire par l'absorption de l'oxigène, qui convertit l'oxide de fer au *maximum* d'oxidation (1).

---

(1) Chaque fabrique a son procédé différent pour faire l'encre, et toutes les encres du commerce manquent par quelque qualité qui constitue essentiellement un composé indélébile. Je proposerais l'addition d'une certaine quantité d'un *sel d'argent*, pour la rendre permanente et indestructible par les acides. La présence de l'indigo empêcherait qu'on ne pût enlever les caractères par l'acide oxalique (sel d'oseille). Quand on réfléchit au grand nombre de faux qui se commettent journellement, les banquiers pourraient s'estimer heureux de se servir de pareils moyens, et compteraient pour nulle l'augmentation de quelques centimes que leur coûterait une encre entièrement indélébile. La meilleure

Hydrocyanate de fer (prussiate). — Quand on ajoute l'*hydrocyanate de potasse* aux sels de fer au *minimum* d'oxidation, il se forme un précipité blanc, tandis qu'avec ceux au *maximum* d'oxidation, le précipité est d'un beau bleu. Ce précipité blanc, exposé à l'air, ou lavé à différentes reprises, absorbe l'oxigène et se convertit en bleu; tandis que le précipité bleu que l'on renferme dans des vases clos, où on a introduit des lames d'étain ou de fer, perd sa couleur en raison de l'oxidation du métal.

Alliages. — Le fer forme des alliages avec le plus grand nombre des métaux; le composé est presque toujours cassant. L'alliage avec l'arsenic est blanc et plus fusible que le fer. On n'obtient qu'avec difficulté, l'alliage de fer et de l'étain; mais celui-ci adhère fortement à la surface du fer. Cette espèce de couverture, qui en empêche l'oxidation ou la rouille, est de la plus grande utilité dans l'économie domestique. C'est ainsi qu'on obtient le *fer blanc*, qui se prépare par le procédé suivant. Après avoir été réduites à l'épaisseur voulue, on nettoie les feuilles de fer en les frottant avec du sable pour enlever la rouille, et on les plonge ensuite, pendant vingt-

---

encre des fabriques de Paris s'obtient par le procédé suivant : On mêle un tiers de copeaux de *bois de campêche* à deux tiers de *noix de galle pulvérisée*, que l'on fait bouillir pendant deux heures dans 20 fois leur poids d'eau, en ayant soin de maintenir le volume d'eau par l'addition de la quantité qui s'évapore. On prépare une dissolution de *gomme* à l'eau tiède, et une autre de *sulfate de fer*, qu'on a calciné dans un creuset de fer pour en enlever l'eau de cristallisation, et le réduire au *maximum* d'oxidation. Cette dernière dissolution doit marquer 12 à 15 degrés du pèse-sel de Beaumé, et on y ajoute du *sulfate de cuivre* dans la proportion d'un treizième de la noix de galle employée. Ces différentes dissolutions préparées, on fait un mélange de 6 parties de solution de noix de galle et de campêche, 4 d'eau gommée, et ensuite on y verse 3 à quatre mesures de solution de *sulfate de fer*. Il faut avoir soin d'agiter le mélange, qui devient d'un beau noir.

(*Note du Traducteur.*)

quatre heures, dans de l'eau acidulée d'acide sulfurique; on les frotte avec des linges pour en rendre les surfaces parfaitement propres : on fait fondre de l'étain dans un pot, et pour empêcher son oxidation, on en garnit la surface de quelque matière huileuse ou résineuse; on trempe à différentes reprises les feuilles de fer, ou bien on les meut dans le bain pendant quelque tems. Après qu'on les a retirées, on les frotte avec de la sciure de bois, pour en nettoyer les surfaces.

SECTION XI.

DU PLOMB ET DE SES COMPOSÉS.

Le plomb semble avoir été connu des premiers hommes; on le trouve en abondance et en combinaisons diverses dans les différentes parties de la terre, mais le plus souvent à l'état de sulfure : le carbonate et le phosphate sont rares; mais le chromate, le molybdate et le sulfate sont plus communs. La nature de sa combinaison détermine le procédé à suivre dans son analyse. On fait griller le sulfure et on le fait fondre ensuite avec du flux noir; pour obtenir le plomb pur on le précipite de la dissolution nitrique par le sulfate de soude et après le lavage on le fait fondre avec trois fois son poids de flux noir.

Propriétés. — Ce métal est d'un blanc gris ou bleuâtre. Son brillant est considérable, mais il se ternit facilement à l'air. Sa pesanteur spécifique est de 11.35. Il produit une odeur particulière par le frottement, et une impression désagréable sur la langue. Pris à l'intérieur, il agit avec des effets très-violens sur les organes digestifs. Le plomb communique une tache bleue au doigt ou au papier; il est rayé par l'ongle; il possède une très-grande malléabilité; mais sa ténacité et sa ductilité sont moindres que dans les autres métaux. Le plomb fond à 282.22, et suivant d'autres, à 312.22 centigr. Tenu à une chaleur rouge, il se sublime et s'évapore.

Oxides. — Le plomb fondu à l'air ouvert et tenu en cet état, se recouvre d'une pellicule grise; quand on l'enlève, il s'en forme une autre, et tout le plomb se convertit en cet

oxide, qui est le premier degré d'oxidation. C'est cet oxide qui, chauffé plus fortement avec le contact de l'air, se combine avec une plus grande quantité d'oxigène, et se convertit en oxide jaune, qu'on nomme *massicat ;* il contient 9 d'oxigène sur 100 de métal. Cet oxide jaune, soumis à une forte chaleur dans un fourneau pendant deux ou trois jours, se convertit en une poudre rouge qui est le *minium* du commerce. Soumis à une plus haute température, il change en un verre ou matière semi-vitrifiée, appelée *litharge d'or*, composée d'écailles rougeâtres et brillantes. Si on le vitrifie davantage, il change d'apparence, et on le distingue alors par le nom de *litharge d'argent*.

Phosphure. — On obtient le phosphure de plomb en projetant des morceaux de phosphore dans du plomb fondu. Il est d'un blanc d'argent, d'une structure lamelleuse, capable d'être coupé au couteau, et moins fusible que ses parties constituantes.

Sulfure. — En fondant ensemble du plomb et du soufre, on obtient ce sulfure, qui est noir, brillanté, d'une contexture fibreuse, et moins fusible que le plomb. Il ressemble à la galène ou sulfure de plomb natif.

Sulfate de plomb. — Quand on fait bouillir de l'acide sulfurique concentré sur du plomb, il se dégage de l'acide sulfureux avec effervescence, et le plomb se convertit en une masse blanche. On obtient le même sel en ajoutant de l'acide sulfurique ou un sulfate alkalin à une solution d'acétate de plomb. Quand on lave à l'eau le précipité obtenu par le premier procédé, il se divise en deux parties, dont une paraît être neutre et insoluble, l'autre ayant un excès d'acide, qui se dissout, et qu'on obtient cristallisé en prismes tétraèdres. Ce sel est presque insipide; on le trouve natif, cristallisé en octaèdres réguliers ou en lames transparentes. Quand on ajoute un alkali au *sulfate de plomb*, il lui enlève une partie d'acide, et le convertit en un *sous-sulfate*.

Sulfite de plomb. — L'acide sulfureux n'a aucune action sur le plomb; mais l'oxide rouge, ajouté à cet acide liquide,

devient blanc; l'acide perd sa couleur, et il se forme une masse blanche composée de sulfate et de sulfite de plomb. Le sulfite de plomb ne peut être obtenu séparément qu'en traitant l'oxide blanc, qu'on obtient du nitrate de plomb, par le moyen de l'acide sulfureux; il est insoluble; il se réduit au chalumeau, et les acides le décomposent.

Nitrate de plomb. — L'acide nitrique étendu d'eau agit sur le plomb, l'oxide et le dissout avec effervescence; concentré, l'acide forme une poudre blanche qui est un *sous-nitrate*, devenant *nitrate* par l'addition d'une autre partie d'acide. Ce sel est soluble dans l'eau, et cristallise en prismes hexaèdres. L'acide nitrique ne se combine qu'avec l'oxide jaune de plomb; ajouté à l'oxide rouge, il le blanchit, en dissout une partie, et précipite l'oxide brun. Le nitrate de plomb est décomposé par les alkalis qui en précipitent l'oxide. Les sulfures et les hydrosulfures précipitent l'*oxide noir.*

Nitrite. — Quand on fait bouillir une solution de nitrate de plomb sur du plomb métallique, celui-ci se dissout, et forme un *nitrite*, dont les parties constituantes varient suivant la quantité de plomb qui s'est dissoute. Il se trouve à l'état de *nitrite* ou de *sous-nitrite.*

Hydrochlorate de plomb (muriate). — L'acide hydrochlorique n'agit que faiblement sur le plomb ou sur son oxide, sans l'assistance de la chaleur; on obtient des cristaux aiguillés brillans. On prépare aussi cet hydrochlorate en ajoutant l'hydrochlorate de soude (sel ordinaire) à une solution de nitrate de plomb. Il se forme un précipité épais de muriate de plomb, soluble dans 30 parties d'eau, qui fond par la chaleur, et produit des vapeurs blanches qui se condensent en une poudre cristalline. Quand on fait fondre ce sel, on obtient une masse demi-vitrée qu'on appelle *Plomb corné.*

Phosphate de plomb. — Quand on ajoute un phosphate alkalin à une solution de nitrate de plomb, on obtient un phosphate insoluble, qui devient fusible par un excès d'acide, et prend la forme de polyèdres réguliers. Ce sel est décomposé par les acides et les carbonates alkalins; on le

trouve à l'état natif, cristallisé en prismes hexaèdres verts ou jaunes.

Carbonate de plomb. — L'acide carbonique se combine avec l'oxide de plomb, et forme un carbonate qu'on peut aussi obtenir en ajoutant un carbonate alkalin à un sel de plomb soluble. Il est inodore, insipide et insoluble dans l'eau. On le trouve dans la nature cristallisé en hexaèdres ou octaèdres réguliers. Sa pesanteur spécifique est de 7.23. La *céruse* de commerce est un composé de carbonate et d'oxide de plomb; on l'obtient en exposant des lames de plomb à l'action du vinaigre. L'acide se décompose; une partie de plomb reste en oxide, et la plus grande partie se convertit en *carbonate* (1).

Arseniate de plomb. — Quand on fait digérer du plomb dans de l'acide arsenique, celui-ci en noircit la surface et la couvre d'une poudre blanche. On peut aussi ajouter cet acide à du nitrate de plomb, qui en précipite l'arseniate; il fond à la chaleur pour se convertir en verre; il est insoluble dans l'eau. Le *molybdate* et *chromate de plomb* se préparent artificiellement, quoiqu'on les trouve dans la nature; ils sont

---

(1) Le meilleur procédé pour fabriquer le blanc de plomb a été indiqué par M. Thénard. C'est ce procédé que l'on suit actuellement dans les fabriques de Clichy; il consiste, 1° à faire bouillir de l'*oxide de plomb* avec de l'*acétate* de ce métal, pour reporter celui-ci à l'état de *sous-acétate;* 2° à décomposer celui-ci par un courant de gaz acide carbonique; d'où l'on voit que si, dans l'opération, on ne perdait point d'acétate, il serait possible de faire avec le même sel, une très-grande quantité de blanc de plomb. A mesure que ce blanc se forme, il se dépose au fond des vases dans lesquels on opère. Lorsqu'il est suffisamment lavé, on le fait sécher lentement, et on l'a ainsi de première qualité. On peut encore faire le *carbonate de plomb* en exposant des lames de ce métal aux vapeurs du vinaigre; mais, outre que le procédé est beaucoup plus compliqué, le blanc qui en provient est toujours grisâtre. (*Voir* Thénard, tom. III, et le Journal de Physique, tom. I.)

(*Note du Traducteur.*)

insolubles dans l'eau et décomposés par l'acide hydrochlorique (1).

Acétate de plomb. — Ce sel était autrefois connu sous le nom de *sel de Saturne* ou *sucre de plomb*. On le prépare en dissolvant du carbonate de plomb dans l'acide acétique, ou en exposant des lames de plomb à l'action de l'acide, dans des vases exposés à l'air. Ce sel cristallise en prismes tétraèdres, minces, terminés par des sommets dièdres; il est astringent; sa pesanteur spécifique est de 2.34; il n'est pas très-soluble sans un excès d'acide; il est inaltérable à l'air; il se dissout dans l'eau, et cette solution laisse déposer un carbonate de plomb, produit par l'acide carbonique de l'eau. On obtient le même effet en soufflant de l'air des poumons au travers d'un tube, dans une solution de cet acétate. Ce sel est décomposé par la chaleur et par les acides.

---

(1) On obtient le chromate de plomb, en traitant la mine de chromate de fer pulvérisée, par son poids de nitrate de potasse; on expose le mélange pendant deux heures à une chaleur rouge; la masse fond, et après le refroidissement, on la lave dans l'eau; celle-ci acquiert une belle couleur jaune. D'une autre part, on prépare une solution de nitrate ou d'acétate de plomb, qu'on ajoute dans la première à chaud ou à froid, jusqu'à saturation. Pour obtenir la teinte désirée, on fait l'épreuve des deux solutions dans un tube éprouvette. Quand le précipité se trouve être trop foncé, on ajoute au chromate de potasse, une solution de sous-carbonate de potasse, et on l'amène au ton voulu par une nouvelle épreuve. On emploie ce chromate de plomb en peinture, et il sert aussi comme couleur à porcelaine. Après avoir obtenu un premier précipité, il faut se garder de jeter les eaux qui en proviennent; elles contiennent beaucoup de sels, et on peut s'en servir pour plusieurs lavages successifs, puisque, par l'épreuve, on peut foncer ou affaiblir le ton du précipité par l'addition d'un acide ou d'un alkali. On extrait ensuite le nitrate de potasse par l'évaporation. La calcination du chromate de fer avec le nitre se fait très-bien dans une grande chaudière de fer, qu'on expose dans un fourneau de fabricant de noir d'os.

(*Note du Traducteur.*)

Sous-acétate de plomb. — Quand on fait bouillir ensemble 2 parties d'acétate de plomb et 3 de litharge pure; il se forme un *sous-acétate.* L'extrait de Goulard, qui se prépare en faisant bouillir du vinaigre distillé jusqu'à saturation sur de la litharge, est le même sel, qui est moins doux, moins soluble dans l'eau et qui cristallise en lames.

Les alkalis accélèrent l'oxidation du plomb; il se forme des combinaisons entre eux et l'oxide de plomb. L'eau de chaux dissout la litharge, et produit de petits cristaux hérissés. Les terres, particuliérement l'alumine et la silice, se combinent avec l'oxide rouge de plomb par la chaleur. Lorsque la proportion d'oxide est considérable, le composé est un verre de plomb. Cet oxide est employé dans la fabrication du verre. Le sel ordinaire est décomposé par la litharge; il se produit un chlorure de plomb, et la solution contient du sulfate de soude, après quelque tems de contact. Ce chlorure de plomb, chauffé au rouge dans un creuset, devient jaune; on le trouve dans le mercure sous le nom de *jaune minéral* (1) qui est trés-employé en peinture.

Alliages. — Le plomb est susceptible de beaucoup d'alliages. Avec le mercure, il forme un amalgame dont la consistance varie suivant la proportion du mercure. L'alliage de plomb, de bismuth et de mercure, diminue à peine la liquidité de ce dernier métal. Le plomb s'unit en toutes proportions avec l'étain; la soudure des plombiers est un alliage de 2 parties de plomb et 1 d'étain; 8 parties de bismuth, 5 de plomb et 3 d'étain, forment un alliage si fusible, qu'il reste liquide à la température de 100°. Le plomb est beaucoup employé dans les arts et dans l'économie domestique. On ne doit cependant jamais oublier que ses qualités sont excessi-

(1) Le jaune minéral du commerce est un simple chlorure de plomb; mais, pour l'obtenir très-beau, on fait le mélange avec un vingtième d'hydrochlorate d'ammoniaque avant de le calciner.

(*Note du Traducteur.*)

vement vénéneuses, pris à l'intérieur; et on doit porter la plus grande attention lors de l'emploi des ustensiles de ce métal, dans la préparation des mets, particuliérement ceux qui sont acides.

SECTION XII.

DE L'ÉTAIN ET DE SES COMPOSÉS.

Très-anciennement connu, cè métal était employé dans les arts parmi les Égyptiens, et utilisé en alliage parmi les Grecs. Il existe à l'état métallique, en lames brillantes, et en oxide réguliérement cristallisé; cette dernière mine est la plus commune. On le trouve aussi cependant à l'état d'oxide sulfuré. Pour en extraire le métal, on grille la mine, et on la traite ensuite avec du flux noir pour réduire le métal, dans la proportion de 3 à 1 de métal; on y ajoute une petite quantité de sel ordinaire décrépité. Par la voie humide, on dissout l'étain natif dans l'acide nitrique, ce qui le réduit en *oxide blanc;* le fer et le cuivre, qui lui sont alliés, restent dans la solution. La couleur de l'*étain* est blanche, peu inférieure en éclat à l'argent; sa pesanteur spécifique est de 7.29; il est assez doux, pour être rayé par l'ongle; il est très-flexible, et produit un bruit particulier quand on le plie, qu'on appelle *cri de l'étain;* il est très-malléable; on en fait des feuilles très-minces; mais il n'a que peu de ductilité ou de ténacité. L'étain fond à 227.77 centigr., et cristallise en prismes rhomboïdaux. Il se ternit à l'air. Lorsqu'on le fond à vase ouvert, il se produit des pellicules grises à la surface, qui se succèdent à mesure qu'on les enlève, et convertissent tout le métal en une poudre grise, qui devient jaune en continuant le feu. Cet oxide se condense par refroidissement, et cristallise en aiguilles brillantes.

Oxides. — Ce métal forme deux oxides dont le premier est jaune; on le prépare en dissolvant l'étain dans l'acide nitrique faible sans l'assistance de la chaleur. On ajoute de la potasse à la solution, qui en précipite l'oxide, d'abord blanc;

il est soluble dans les acides et les alkalis, et contient 13 parties d'oxigène sur 100 de métal. Quand on dissout l'étain dans l'acide nitrique, il se convertit avec effervescence en une poudre blanche qui se précipite. Cet oxide est supposé contenir le double d'oxigène contenu dans le premier.

Phosphure. — L'étain se combine avec le phosphore en projetant des morceaux de celui-ci dans un bain du métal. Ce *phosphure* cristallise; il est blanc et se laisse couper au couteau. Sous le chalumeau, le phosphure brûle, et le bouton métallique reste.

Sulfure. — On obtient le sulfure par le même moyen : le composé est bleuâtre, ayant un brillant métallique et cristallisant en cubes ou en octaèdres. Le *sulfure d'étain* se décompose avec effervescence, par les acides. Quand on fait fondre parties égales de soufre et d'oxide d'étain, on obtient un composé qui cristallise en prismes hexaèdres, d'un jaune doré, inattaquable par les acides; chauffé fortement, il se noircit; on l'appelle *or mussif;* c'est un *sulfure d'étain* ayant la forme d'écailles légères et dorées. On peut l'obtenir en mêlant 12 parties d'étain, 7 de soufre, 3 de mercure et 3 d'hydrochlorate d'ammoniaqne (*sel ammoniaque*). Ce mélange étant exposé à une forte chaleur pendant 8 heures, dans un creuset de plombagine recouvert, l'or mussif se sublime.

Sulfate d'étain. — L'acide sulfurique agit faiblemnnt sur l'étain à froid : il se décompose; son oxigène se combine avec le métal, et l'oxide blanc se précipite, tandis que l'acide sulfureux se dégage. Quand on emploie la chaleur, l'acide se décompose davantage, et il se forme un oxide blanc. Cette solution évaporée prend la forme de gelée, et elle refuse de cristalliser par l'addition de l'eau.

Sulfite d'étain. — Quand on plonge de l'étain dans de l'acide sulfureux liquide, il devient d'abord jaune, puis noir, et se précipite. L'oxigène se combine avec le métal, qui se dissout dans l'acide et forme un *sulfite* qui reste en dissolution; le précipité noir est un *sulfure d'étain.*

Nitrate d'étain. — L'action de l'acide nitrique sur l'étain

est très-violente ; il se produit beaucoup de chaleur avec dégagement de gaz nitreux, et formation d'un oxide blanc. Quand on fait évaporer la dissolution, l'oxide s'en sépare toujours. Lorsqu'on emploie de l'acide étendu d'eau, une petite partie de l'oxide se dissout; la solution est jaune. Le métal dans cette expérience, paraît être oxidé par la décomposition de l'eau, dont l'hydrogène, s'unissant avec l'azote de l'acide nitrique, forme de l'ammoniaque qui se dégage.

Hydrochlorate d'étain. — L'acide hydrochlorique concentré dissout l'étain, qui lui enlève sa propriété de fumer au contact de l'atmosphère, et sa couleur. Il se produit une légère effervescence, qui est due à la décomposition de l'eau et au dégagement du gaz hydrogène, dont l'odeur fétide est due à une portion du métal qu'il entraîne avec lui. Cette solution ne produit aucun précipité par les autres acides, et on en obtient des cristaux déliquescens en forme de prismes aiguillés brillans. Les alkalis décomposent ce sel; ajoutés en excès, ils redissolvent l'oxide qu'ils avaient précipité; cette solution alkaline, qui est brune, est précipitée par le sulfure d'ammoniaque. Ce précipité noircit en séchant, et produit de l'*ammoniaque* et de l'*or mussif*, par la distillation.

C'est l'hydrochlorate d'étain nouvellement préparé, qu'on emploie à précipiter le *pourpre de Cassius.* Il faut, pour obtenir un beau produit, que l'étain y soit au *minimum* d'oxidation (1).

Le chlorate d'étain se prépare directement, en faisant passer un courant de chlore dans une solution d'hydrochlorate de ce métal, ou bien en triturant parties égales de sublimé corrosif et d'un amalgame composé de deux parties d'étain et d'une de mercure. On distille le mélange dans une cornue de

---

(1) Dans la fabrication du *pourpre de Cassius*, on emploie de l'hydrochlorate d'étain nouvellement fait à chaque nouveau travail. Il est bon de diviser, dans différens verres, la solution d'or qu'on veut employer; afin d'obtenir un produit plus uniforme, on fait le mélange des précipités après qu'ils se sont formés. (*Note du Traducteur.*)

verre, à une chaleur modérée. Il passe d'abord un liquide incolore, composé d'eau, qui bientôt est suivi d'un développement subit de vapeurs blanches qui se condensent en un liquide transparent; on l'appelle *liqueur fumante de Libavius*. Abritée du contact de l'air, il se dépose des cristaux aiguillés à sa surface, qui se précipitent sans altération. L'addition d'un tiers d'eau à ce liquide, le convertit en une masse solide. L'hydrochlorate d'étain est composé de 100 de métal et de 61 de chlore; et le chlorate contient une proportion double de chlore.

L'étain se combine avec plusieurs autres acides, et forme des sels solubles; leur peu d'utilité les rend à peu près nuls.

L'étain à l'état métallique, change peu par l'action des alkalis; mais ses oxides se combinent avec eux. Les terres s'unissent par la fusion avec l'oxide d'étain; par l'addition d'un alkali fixe, on obtient une masse vitrée opaque, qu'on emploie comme un émail.

Alliages. — L'étain s'unit facilement avec différens métaux par la fusion. L'alliage avec l'antimoine est plus dur que l'étain, et s'emploie dans les arts, particulièrement à confectionner les feuilles sur lesquelles on grave la musique. L'étain et le mercure se combinent en toutes proportions. Cet amalgame est employé à étamer les glaces. L'alliage d'étain et de zinc s'emploie à faire de la vaisselle.

SECTION XIII.

DU ZINC ET DE SES COMPOSÉS.

Comme ce métal est une des parties composant l'*airain de Corinthe*, on suppose que les Grecs le connaissaient, mais on doute s'ils ne le confondaient pas avec d'autres métaux. Quelques-unes de ses propriétés sont décrites par les alchimistes du treizième siècle, quoique ce n'ait été que vers le milieu du dix-huitième qu'il fut reconnu pour un métal parti-

culier. Il existe en quatre états dans la nature : en oxide appelé *calamine;* en sulfure, connu sous le nom de *blende*, qui est souvent cristallisé; en sulfate et en carbonate, qui se dissolvent avec effervescence dans les acides nitrique et hydrochlorique.

Les *oxides de zinc* se réduisent en pulvérisant la mine et la mêlant avec du charbon; on chauffe dans un creuset couvert d'une lame de cuivre. Le zinc se sublime à l'état métallique, et, s'unissant avec le cuivre, se convertit en airain. Son intensité de couleur décide de la qualité de la mine; on grille les sulfures de zinc, et on traite ensuite le résidu comme l'oxide.

Le zinc est brillant, blanc et d'une contexture lamelleuse. Sa pesanteur spécifique est de près de 7. Frotté entre les doigts, il produit une odeur particulière. Il a moins de malléabilité que les autres métaux; cependant, quand on le fait passer au laminoir, à la température de 100 ou 150° centigr., il acquiert et retient un degré de malléabilité considérable, ainsi que de ductilité; mais il devient cassant à 210° centigr., de sorte qu'on peut le réduire en poudre. Sa ténacité n'est pas grande : le zinc fond à 360° centigr.; il s'évapore en augmentant la chaleur, et peut se distiller à vase clos. Il cristallise en aiguilles fines qui paraissent être des prismes tétraèdres; il est presque inaltérable à l'air; il perd bientôt son brillant. Tenu en fusion à l'air, il se couvre d'une pellicule grise, qui est un oxide. Tout le bain peut se convertir en oxide, en enlevant successivement les pellicules qui se forment. Chauffé en rouge, à vase ouvert, il prend soudainement feu, quand on agite la masse, et il brûle avec une flamme verdâtre; le métal s'élève en vapeurs, et paraît en flocons blancs, filamenteux et très-légers, par suite de la condensation de ces vapeurs dans l'air; c'est un oxide qu'on appelle *fleurs de zinc* ou *laine philosophique*. Les proportions de cet oxide sont 100 de métal et 20 d'oxigène.

On prépare un *phosphure de zinc* en ajoutant des morceaux de phosphore dans du zinc fondu, sur lequel on a mis

une couche de matière résineuse, pour en empêcher l'oxidation. Il est blanc, métallique et malléable; il dégage l'odeur de phosphore sous le marteau, et brûle comme le zinc.

Quoique la blende soit un vrai sulfure de zinc, on n'a cependant pu encore l'obtenir artificiellement. Mais le soufre se combine avec son oxide, formant un oxide sulfuré de zinc gris, et semblable au sulfure natif. Suivant l'opinion de quelques chimistes, le soufre y est uni au zinc à l'état métallique.

Sulfate de zinc. — L'acide sulfurique faible a beaucoup d'action sur ce métal; il s'ensuit un dégagement d'hydrogène avec effervescence. On suit ce procédé pour obtenir ce gaz nécessaire aux expériences chimiques. L'eau se décompose; son oxigène forme un oxide avec le métal, qui se dissout, et forme un sulfate, tandis que l'hydrogène se développe. Il se dépose une poudre blanche; le liquide reste transparent, et produit des cristaux par l'évaporation. Ces cristaux sont des prismes tétraèdres aplatis, terminés par des pyramides. Ce sel est âcre et astringent; son goût est métallique; il est soluble dans l'eau à 100°. Chauffé dans une cornue, il perd son eau de cristallisation et une partie de son acide. On en précipite l'oxide de zinc blanc par les alkalis, et brun ou orangé par les hydrosulfures. On le connaît sous le nom de *Vitriol blanc.*

Sulfite de zinc. — L'acide sulfureux se combine facilement avec l'oxide de zinc. L'acide perd sa couleur, et il apparaît des cristaux à la surface du liquide. Ce sel est décomposé par les acides; il est insoluble dans l'alcool; il forme un précipité blanc avec les alkalis, et se convertit en sulfate lorsqu'on l'expose à l'air. Quand on ajoute de l'acide sulfureux à du zinc très-divisé, il se produit une grande chaleur, avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré. Le liquide, d'abord brun, devient jaune et enfin transparent; il est âcre et sulfureux. Les acides sulfurique et hydrochlorique précipitent un oxide jaune, et l'acide nitrique, un précipité laiteux, qui est du soufre pur. Exposée à l'air, cette solution prend la consistance du miel, et produit des cristaux qui sont com-

posés d'oxide hydrogéné. Quand on les expose à l'air, ils se convertissent en une poudre blanche insoluble dans l'eau et en partie soluble dans l'alcool.

Nitrate de zinc. — L'acide nitrique concentré produit une action violente sur le zinc, qui souvent prend flamme. Quand l'acide est affaibli, la solution est d'un jaune verdâtre, caustique, et produisant des cristaux tétraèdres, comprimés, terminés par des pyramides. Ce sel est déliquescent à l'air; il détonne sur les charbons incandescens. Chauffé dans un creuset, il laisse dégager des vapeurs rouges, et devient d'une consistance gélatineuse. Lorsque la température est augmentée, il se réduit en oxide.

Hydrochlorate de zinc. — L'action de l'acide hydrochlorique sur le zinc est très-violente; le zinc se dissout avec dégagement d'hydrogène pur. La solution est incolore, incristallisable, et se prend en gelée. Par la distillation, il apparaît une petite quantité d'acide fumant, et on obtient un hydrochlorate de zinc, qui fond à une chaleur modérée. Le produit, qui est un *chlorure de zinc*, se nommait autrefois *Beurre de zinc*. Quand on sublime ce sel, il prend une belle couleur blanche, et se compose alors de petits cristaux aiguillés. Il est décomposé par l'acide sulfurique, et précipité par les alkalis; il est soluble dans l'eau, et attire l'humidité de l'air. Ce sel est composé de parties égales de zinc et de chlore.

Carbonate de zinc. — Ce sel, que l'on trouve dans la nature, est obtenu en mettant du zinc en contact avec de l'eau imprégnée d'acide carbonique. En 24 heures de tems, le zinc est oxidé, et dissous dans l'eau. Cette solution, exposée à l'air, acquiert une pellicule irisée à sa surface.

Arseniate de zinc. — Quand on ajoute un arseniate alkalin à une solution de sulfate de zinc, on obtient un arseniate blanc de zinc, insoluble.

Acétate de zinc. — Ce métal se dissout dans l'acide acétique, et cristallise en lames rhomboïdes ou hexagonales. Ce sel est amer et inaltérable à l'air; il brûle avec une flamme

bleue sur les charbons incandescens; le résidu est une espèce de pyrophore, qui n'est pas très-combustible. On peut aussi obtenir ce sel en ajoutant de l'acétate de plomb à une solution de sulfate de zinc.

Les alkalis ont beaucoup d'action sur le zinc. Plongé dans la potasse, le zinc se ternit, noircit et produit un dégagement d'hydrogène. Avec l'ammoniaque, ce dégagement d'hydrogène est encore plus considérable, ainsi que le dépôt d'oxide qui se forme. Ces solutions alkalines, exposées à l'air, jaunissent en attirant l'acide carbonique qui précipite alors l'oxide. La plupart des sels métalliques sont décomposés par le zinc, et précipités de leurs acides, en oxides ou à l'état métallique.

SECTION XIV.

DE L'ANTIMOINE ET DE SES COMPOSÉS.

L'antimoine ne paraît avoir été reconnu pour un métal particulier que vers le milieu du quinzième siècle, lorsque Basil Valentin donna une histoire complète des propriétés alors connues de ce métal; on présume cependant que les anciens l'employaient en alliage avec d'autres métaux. Comme les alchimistes considéraient ce métal très-nécessaire au succès de leurs recherches, leurs travaux sur ce sujet étaient sans fin, dans l'espoir de former par son moyen, l'heureuse découverte de la médecine universelle. On trouve l'antimoine sous quatre états différens dans la nature : à l'état natif, en sulfure, en oxide hydrosulfuré et en chlorure. Pour l'extraire pur du sulfure, on grille la mine avec du flux noir; on en fait une pâte avec de l'huile, et on l'expose à une forte chaleur dans un creuset, où le métal se réduit. L'antimoine est blanc, brillant, d'une texture lamelleuse, et a l'apparence cristallisée. Quand on le frotte, l'odeur en est sensible. Sa pesanteur spécifique est 6.7; il est si cassant, qu'on peut aisément le réduire en poudre; il est à peine malléable, et a

moins de ténacité que la plupart des autres métaux. Chauffé à une température de 432.22 centigr., il fond; et à une température plus élevée, il s'élève en vapeurs. Il se ternit à l'air, mais n'y éprouve aucun autre changement. Chauffé à vase ouvert, il absorbe l'oxigène; il paraît sous la forme de vapeurs blanches, qui, étant condensées, produisent l'oxide d'antimoine autrefois connu sous le nom de *fleurs argentines d'antimoine.*

Oxides. — L'étude des oxides d'antimoine n'est pas sans difficultés; les dernières recherches n'ont pu encore déterminer leur nombre avec précision. Quelques chimistes veulent 6 oxides d'antimoine; d'autres, seulement 4 ou 2. Quand on dissout l'antimoine dans l'acide hydrochlorique, et qu'on ajoute de l'eau, il se forme un précipité blanc. Ce précipité, lavé et bouilli dans du carbonate de potasse, lavé de nouveau et séché, est blanchâtre; il constitue un oxide d'antimoine contenant 20 d'oxigène sur 100 de métal. L'oxide blanc d'antimoine est formé en soumettant le métal à une forte chaleur, à l'air ouvert, où il se sublime en fleurs d'antimoine contenant 30 d'oxigène sur 100 de métal. On obtient un autre oxide en soumettant de la poudre d'antimoine métallique à une forte chaleur avec six fois son poids de nitrate de potasse. Après les lavages, on obtient une poudre blanche, qui, étant mise en digestion avec de l'acide hydrochlorique, et chauffée ensuite pour en extraire l'eau, devient jaune. Insoluble dans l'eau et les acides, cet oxide rougit les couleurs bleues végétales. On pense qu'il contient 37 parties d'oxigène sur 100 de métal. Les deux oxides blanc et jaune, possèdent des propriétés analogues aux autres acides métalliques, et reçoivent les noms d'*acides antimonieux* et *antimonique.* On distinguait autrefois l'oxide jaune par le nom de *poudre d'algaroth.*

Phosphure. — L'antimoine et le phosphore, mêlés avec du charbon, et fondus dans un creuset, produisent un phosphure d'antimoine, que l'on peut également former en projetant des morceaux de phosphore dans de l'antimoine fondu.

Ce phosphure a un brillant métallique; il est cassant, et a une fracture lamelleuse.

Sulfure. — L'antimoine se combine facilement avec le soufre, et forme un sulfure analogue au sulfure naturel. Il est gris, brillant, plus fusible que le métal, et cristallisable. Il est composé de 30 à 35 parties d'oxigène sur 100 de métal.

L'oxide d'antimoine ne paraît pas se combiner avec l'acide sulfurique; l'acide sulfureux est dans le même cas; tous les deux cependant se décomposent pendant l'opération. L'acide nitrique est plus facilement décomposé par l'antimoine, qui se convertit en oxide blanc, dont une très-petite portion se combine.

Chlorure d'antimoine. — L'acide hydrochlorique n'a qu'une faible action sur l'antimoine; mais son oxide blanc forme une solution incolore avec cet acide, qui produit des cristaux lamelleux. L'acide hydrochloro-nitrique dissout l'antimoine avec plus de facilité. La solution incolore produit une masse grise qui cristallise quelquefois en prismes tétraèdres. On la nommait autrefois *Beurre d'antimoine.* Ce composé est déliquescent à l'air, très-caustique et corrosif; il précipite la poudre blanche d'algaroth par l'addition de l'eau, et se décompose.

Phosphate de chaux et d'antimoine. — Il se forme un sel triple en calcinant un mélange de parties égales de cendres d'os et de sulfure d'antimoine. On prépare aussi ce sel en dissolvant l'oxide blanc d'antimoine et le phosphate de chaux, par l'acide hydrochlorique, et en y ajoutant une quantité suffisante d'ammoniaque pure et d'eau distillée. Il se précipite une poudre blanche presque insoluble dans l'eau, qui a été long-temps employée en médecine comme diaphorétique et émétique.

Tartrate de potasse et d'antimoine. — On prépare ce sel triple en mêlant l'oxide blanc d'antimoine avec son poids de tartre, et en faisant bouillir dix ou douze fois le mélange, jusqu'à ce que le tartre soit saturé. La solution évaporée pro-

duit des cristaux blancs en forme de tétraèdres réguliers. Ce sel effleurit à l'air, et se dissout dans 80 parties d'eau froide; il est décomposé par la chaleur, par les alkalis et leurs carbonates.

Les alkalis ont une action particulière sur le sulfure d'antimoine. Une partie de sulfure d'antimoine, un seizième de soufre et deux de potasse, fondus dans un creuset et mis à bouillir dans de l'eau, forment un précipité connu autrefois sous le nom de *kermès minéral*, qui paraît être un hydrosulfure d'antimoine. Il reste une autre substance dans le liquide, qui contient une plus grande proportion de soufre, et qu'on nommait *soufre doré;* on l'obtient par l'addition d'acides faibles, dans la solution qui le contient.

L'oxide d'antimoine se combine avec quelques terres pendant leur vitrification, et leur communique des couleurs jaunes.

Quelques sels neutres ont une action puissante sur l'antimoine et les sulfures. Deux ou trois parties de nitrate de potasse et une d'antimoine en poudre produisent une détonation. Projetés sur des charbons incandescens, l'antimoine s'oxide par la décomposition de l'acide du nitre. Le résidu de la détonation est une masse en scories, qui est susceptible de produire des cristaux par le lavage, l'oxide d'antimoine remplissant dans ce cas le rôle d'acide. L'opinion sur le caractère acide de l'antimoine dans cette combinaison, n'a été émise que tard. Cet antimoniate de potasse est décomposé par les acides forts, et le précipité formé est un oxide qu'on appelait autrefois *céruse d'antimoine*.

Alliages. — L'antimoine se combine avec la plupart des autres métaux, et forme des alliages qui sont d'une grande importance dans les arts, particulièrement celui formé par le plomb. 16 parties de ce dernier métal et une d'antimoine produisent un composé qui diffère du plomb en dureté; il est plus pesant que la moyenne proportionnelle, et s'emploie à former les caractères d'imprimerie.

SECTION XV.

DU BISMUTH ET DE SES COMPOSÉS.

Il paraît que ce métal était connu des anciens, mais qu'on le considérait comme une variété de l'étain, du plomb ou de l'antimoine. Ses propriétés ne furent reconnues que vers le milieu du dix-huitième siècle. Le bismuth existe sous trois états différens dans la nature : on le trouve natif, en sulfure et en oxide. Pour l'extraire, on lave la mine, que l'on mêle ensuite avec un quart de flux noir; on l'introduit dans un creuset brasqué, et on l'expose à une chaleur modérée; on obtient un bouton métallique par ce procédé. Par la voie humide, on dissout la mine dans l'acide nitrique, et on en précipite l'oxide par l'addition d'une suffisante quantité d'eau. Le bismuth est blanchâtre et d'une texture lamelleuse. Sa pesanteur spécifique est 9.82. Il est inodore et insipide. On le divise par un coup de marteau sec; il est très-dur; il ne possède aucune ductilité et très-peu d'élasticité; il est si fusible qu'il fond à 254.44 centigr.; il cristallise par le refroidissement; à vase clos, il se sublime, et cristallise en lames brillantes, au couvercle du creuset. Le bismuth se ternit à l'air, et se couvre d'une poudre jaune grisâtre. Chauffé avec le contact de l'air, on produit une pellicule irisée à la surface, et il se convertit en un oxide brun qui tourne à l'orangé jaune. Soumis à une chaleur rouge, le métal brûle avec une flamme bleue et se sublime en vapeurs jaunes, qui, étant condensées, se nomment *fleurs de bismuth*. L'oxide de ce métal est insoluble dans l'eau; il fond à une forte chaleur, et brunit; il contient 10 d'oxigène sur 100 de métal. Le bismuth s'unit à peine avec le phosphore, mais bien avec le soufre, qui forme un sulfure bleuâtre, cristallisant en aiguilles tétraèdres.

Sulfate de bismuth. — Au moyen de la chaleur, l'acide sulfurique convertit le bismuth en une poudre blanche; le lavage enlève presque tout l'acide combiné dans cette poudre.

Quand on évapore la solution, on obtient des petits cristaux qui ne sont pas insolubles dans l'eau, mais qui se décomposent par la précipitation de l'oxide.

Nitrate de bismuth. — L'acide nitrique concentré a une action violente sur ce métal. Il se produit uue forte effervescence. Le bismuth se convertit en oxide blanc, qui se dissout en étendant un peu l'acide; la solution produit des cristaux en forme de prismes tétraèdres. L'eau précipite l'oxide blanc de ce sel, qu'on nommait autrefois *Blanc de fard.*

Chlorure de bismuth. — L'acide hydrochlorique fumant convertit le bismuth en poudre, à la longue. Lorsqu'on fait chauffer ensemble du bismuth et du sublimé corrosif, et qu'on tient le mélange en fusion pendant deux heures, à une température sous le mercure bouillant, le chlorure de bismuth gagne la surface, et le mercure, le fond. Ce chlorure est granulé et gris; il est composé de 66 de métal et de 34 de chlore.

Les autres composés salins du bismuth ne sont pas assez importans pour exiger un détail particulier.

Le bismuth est appliqué à beaucoup d'usages; son oxide est employé à former les émaux jaunes dans les manufactures de porcelaine, où on le mêle avec d'autres oxides pour obtenir différens tons. On l'applique à pareil usage dans les verreries.

SECTION XVI.

DU MANGANÈSE ET DE SES COMPOSÉS.

Les propriétés de ce métal le firent considérer comme distinct, vers le milieu du dix-huitième siècle. Il fut étudié successivement par Scheele, Bergman et Galm. Mais on l'avait employé long-tems dans les verreries, à l'effet de décolorer le verre; on le nommait à cet effet *savon des verriers.* On trouve toujours ce métal à l'état d'oxide. Ces oxides sont rouge, blanc et noir, et doivent ces couleurs à leur combinaison avec d'autres métaux : le plus commun est l'oxide

noir. On l'obtient à l'état métallique, en introduisant une pâte faite avec de l'eau, dans un creuset brasqué; on renverse un second creuset rempli de charbon, qu'on superpose au premier, et on les soumet à une température de 160 Wedgewood pendant deux heures; on trouve le métal en globules, parmi les scories ou au fond du creuset. Le manganèse est gris, granulé et très-brillant. Sa pesanteur spécifique est de 6.8; il est inodore; il est à-la-fois un des plus cassans et des moins fusibles des métaux, et égal au fer en dureté. Il se ternit bientôt à l'air, change de couleur en absorbant l'oxigène, et finit par tomber en poussière. On a découvert trois oxides de ce métal, distingués par leurs couleurs, en vert, brun et noir, qu'on pourrait réduire à deux, le vert et le noir. On prépare le premier en plongeant le manganèse quelque tems dans l'eau, le dissolvant ensuite dans les acides, et le précipitant par un alkali. L'oxide vert seul se combine avec les acides, et forme des composés salins; il est composé de 28 d'oxigène et 100 de métal. L'oxide noir si abondant, contient plus du double d'oxigène; c'est la raison qui le rend utile à se procurer du gaz oxigène pour les expériences.

Le phosphore paraît se combiner avec le manganèse, et le composé est plus fusible que le métal. On forme également un sulfure du métal et un autre de son oxide.

Sulfate de manganèse. — L'acide sulfurique allongé d'eau agit sur le manganèse. L'oxide vert seul se trouve dissous, et sans l'assistance de la chaleur, cet acide n'a aucun effet sur l'oxide noir. Quand on dissout du carbonate de manganèse dans l'acide sulfurique, on obtient des cristaux en aiguilles soyeuses. Ce sel est douceâtre, soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool; on l'appelle le *sulfate blanc de manganèse.* Quand on distille l'acide sulfurique sur l'oxide noir, et qu'on lave le résidu, on obtient une solution rougeâtre ou violette, qui contient un autre sulfate de manganèse. L'évaporation produit une masse gélatineuse dans laquelle on distingue quelques cristaux. Ce sel, très-soluble dans l'eau, est précipité par les alkalis en forme d'oxide rouge. L'acide sul-

fureux enlève une partie d'oxigène à l'oxide noir, se convertit en acide sulfurique, qui se combine et forme un sulfate de manganèse.

Nitrate de manganèse. — L'acide nitrique dissout le métal avec effervescence et dégagement de gaz nitreux. Il a peu d'action sur l'oxide noir, à moins qu'on n'y ajoute une matière végétale telle que le sucre ou la farine, pour lui enlever une partie de son oxigène. On obtient ainsi une solution incristallisable.

Hydrochlorate de manganèse. — L'acide hydrochlorique concentré dissout le manganèse avec dégagement de gaz hydrogène. Le produit est une substance blanche composée de 54 de chlore et de 46 de manganèse.

La formation de ces sels de manganèse n'est pas encore assez connue, pour la déterminer avec exactitude ; les autres sont de trop peu d'importance. Les alkalis favorisent l'oxidation de ce métal et la décomposition de l'eau, parce qu'ils se combinent facilement avec son oxide. Quand on fait fondre les alkalis fixes avec le manganèse, il se forme une masse verte et soluble dans l'eau. Quand on conserve cette solution à vase clos, il se précipite un oxide jaune de fer, et l'oxide vert devient bleu. La solution alkaline précipite par l'eau, et devient d'abord violette, puis rouge, et enfin blanche. On produit les mêmes changemens de couleur et le même précipité, par l'addition de quelques gouttes d'acide, ou en exposant la solution à l'air. Ce composé prend le nom de *Caméléon minéral,* qu'il doit à ces changemens.

SECTION XVII.

DU NICKEL ET DE SES COMPOSÉS.

On le connaissait vers la fin du dix-septième siècle sous la dénomination de *cuivre faux*. Ce fut Cronstedt qui, vers le milieu du dix-huitième siècle, le fit considérer comme un métal distinct. Il se trouve toujours à l'état de sulfure, qui

a l'apparence du cuivre terne. On le rencontre aussi allié au fer, et en oxide, qui est d'un beau vert. Pour l'extraire de sa mine, on le fait griller pour en séparer l'arsenic et le soufre. On le mêle ensuite avec deux parties de flux noir, que l'on introduit dans un creuset couvert de sel ordinaire et soumis à un feu de forge. Le métal se réduit. Le nickel est jaunâtre et granulé. Sa pesanteur spécifique est de 8.2; il est faiblement malléable, et on peut en faire des lames assez minces. Il est magnétique; il est très-infusible et inaltérable à l'air; mais il se ternit à la chaleur, en prenant différentes couleurs. Le nickel étant dissous dans l'acide nitrique, et précipité par la potasse, on fait sécher à la chaleur l'oxide noirâtre qu'on obtient, qui est alors composé de 27 d'oxigène sur 100 de métal. On forme un oxide noir de nickel, en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau tenant l'oxide gris en suspension; une partie s'en dissout et le reste noircit; il contient 44 d'oxigène sur 100 de métal. Cet oxide est soluble dans les acides, et se réduit en oxide gris, qui est seul soluble dans les acides, et qui forme des solutions vertes.

On prépare un phosphure de nickel, en le faisant fondre avec un mélange de phosphore et de charbon. Le composé est très-brillant, clair, assez dur et très-cassant. Ce métal se combine aussi avec le soufre; le sulfure qui en résulte est jaunâtre, dur et à petites faces brillantes.

Sulfate de nickel. — L'acide sulfurique concentré dissout le nickel à l'aide de la chaleur; le produit est une masse grise, soluble dans l'eau et lui communiquant une belle teinte verte. Les cristaux qu'on en obtient sont d'un vert émeraude en prismes carrés.

Nitrate de nickel. — L'acide nitrique oxide et dissout aussi le nickel avec l'assistance de la chaleur et sans effervescence. La solution est noir verdâtre, produisant des rhomboïdes déliquescens à l'air. A l'air sec et échauffé, l'eau de cristallisation et l'acide s'en séparent, et l'oxide reste.

Acétate de nickel. — L'acide acétique dissout l'oxide de nickel et forme un sel d'un beau vert.

On pense que le nickel pourrait être employé dans la fabrication des émaux, à la coloration du verre et de la porcelaine.

SECTION XVIII.

DU COBALT ET DE SES COMPOSÉS.

Brandt, chimiste suédois, fut le premier qui retira le cobalt de ses mines, vers 1732; cependant, on l'avait employé à la coloration du verre, vers le milieu du 16^{e} siècle. Le cobalt se trouve allié avec l'arsenic, quelquefois combiné avec le soufre à l'état d'oxide noir, ou formant un composé avec l'acide arsenique qu'on nomme *fleurs de cobalt*. Pour extraire le métal pur de ses mines, après avoir fait griller celles-ci, on les mêle avec trois fois leur poids de flux noir et un peu de sel ordinaire, et on les expose dans un creuset brasqué, à un feu de forge. Quand la fusion est complète, il est nécessaire d'agiter, afin de rassembler en une masse, les globules détachés. Si la mine contient du bismuth, il se produit deux boutons métalliques sous la scorie vitrée, dont celui de bismuth occupe le fond, comme le plus pesant. Le cobalt est gris rougeâtre, granulé, très-cassant et facilement réduit en poudre. Sa pesanteur spécifique est de 7.85 à 8.5. C'est un des métaux les plus infusibles, car il ne commence à fondre qu'au 130° de Wedgewood; il rougit avant la fusion et cristallise par un refroidissement gradué; enfin il est magnétique comme le fer. Le cobalt n'est point altéré par son exposition à l'air; mais quant on le tient au rouge, à l'air ouvert, il se convertit en une poudre qui acquiert les différentes couleurs bleues, et enfin passe au bleu noirâtre avec une chaleur plus violente; l'oxide ainsi formé, coule en un verre bleu noirâtre. Il paraît se combiner avec l'oxigène en deux proportions pour former deux oxides. La solution de nitrate de cobalt, précipitée par la potasse, produit un oxide bleu qui devient noir à l'air. Cette poudre noire, exposée à une forte chaleur, devient bleue. L'oxide bleu qui est composé de 27

d'oxigêne sur 100 de métal, se dissout dans les acides sans effervescence; l'oxide noir qu'on obtient en exposant l'oxide bleu à l'air, contient près de 37 parties d'oxigène sur 100 de cobalt, et se dissout avec effervescence dans l'acide hydrochlorique (muriatique).

On forme un phosphure de cobalt, qui est plus fusible que le métal; en faisant fondre le métal avec du soufre en combinaison avec la potasse, on obtient un sulfure jaunâtre, qui n'est décomposable que par les acides.

Sulfate de cobalt. — L'acide sulfurique à 100° de température dissout le cobalt; on obtient une masse rougeâtre soluble dans l'eau et produisant des prismes rhomboïdaux décomposables par la chaleur.

Nitrate de cobalt. — L'acide nitrique dissout le cobalt avec l'assistance d'une légère chaleur, et la solution rouge produit des petits cristaux prismatiques de même couleur qui sont déliquescens, et décomposés en un oxide rouge par les charbons ardens. Les alkalis décomposent ce nitrate, et l'oxide qu'on obtient par ce moyen, est employé à la fabrication de l'émail et pour colorer la porcelaine. Les alkalis forment des sels triples avec les sulfate et nitrate de cobalt.

Hydrochlorate de cobalt. — L'acide hydrochlorique dissout le cobalt avec l'aide de la chaleur; la solution concentrée d'hydrochlorate de cobalt est d'une belle couleur verte, qui change en rouge par l'addition de l'eau; on en obtient des petits cristaux déliquescens à l'air. La solution de ces cristaux, qui doit être faite jusqu'à ce que le liquide soit presque incolore, forme une des meilleures encres sympathiques. Les caractères qu'on en trace sur le papier sont invisibles à froid, et deviennent d'une belle couleur verte en les exposant à la chaleur, changemens que l'on peut répéter plusieurs fois de suite. On pense que ces changemens sont dus à l'absorption et la dissipation de l'humidité de l'atmosphère, ou à une séparation partielle d'oxigène par la chaleur, et à sa réabsorption dans le froid. Le cobalt se combine avec quelques autres acides. On forme un acétate, en dissolvant l'oxide dans l'acide

acétique : la solution est bleue à chaud et rouge à froid ; ce qui en fait une espèce d'encre sympathique.

Quelques terres se combinent avec l'oxide de cobalt. La silice et un alkali fixe forment avec cet oxide un beau verre bleu, dont l'intensité dépend de la quantité d'oxide employé (1). A l'état métallique, on emploie très-peu le cobalt, mais on fait usage de zaffre dans les procédés de l'émailleur. Les oxides sont utiles dans les fabriques de porcelaine. On fait fondre le zaffre avec la silice et l'alkali ; on obtient un verre bleu nommé *Smalt*. Ce verre réduit en poudre, se lave à grande eau, et on enlève l'azur par décantations successives.

SECTION XIX.

DE L'ARSENIC ET DE SES COMPOSÉS.

Les anciens employaient le sulfure d'arsenic en peinture, mais ses différentes propriétés n'ont été reconnues que vers le milieu du dix-septième siècle. On le trouve natif, en masses brunes, peu brillantes et sans apparence métallique, excepté dans ses cassures. Il est souvent allié à d'autres métaux, comme le fer, dans les pyrites arsenicales, ou mispickel, souvent avec le soufre dans l'orpiment qui est jaune, et le réalgar, rouge ; rarement à l'état d'oxide blanc. On en décèle

(1) Pour obtenir le bleu de cobalt, on traite, à l'aide de la chaleur, la mine de cobalt de Tunaberg grillée, par un excès d'acide nitrique faible ; on fait évaporer la dissolution presque jusqu'à siccité ; on fait chauffer le résidu avec de l'eau ; on filtre la liqueur pour en séparer l'arseniate de fer qui se dépose ; alors on y verse une dissolution de sous-phosphate de soude, et l'on obtient un précipité violet de sous-phosphate de cobalt. Ce précipité étant lavé, rassemblé sur un filtre et encore en gelée, on en prend 1 partie, que l'on mêle avec 8 parties d'alumine en gelée, et on fait sécher la masse jusqu'à ce qu'elle devienne cassante. Ensuite on la calcine dans un creuset de Hesse recouvert. La belle couleur bleue qu'on obtient doit être conservée dans un flacon bouché. (*Note du Traducteur.*)

la présence dans ses combinaisons, en projetant un atome des matières suspectes sur des charbons rouges. Il s'élève des fumées blanches dont l'odeur alliacée est une indication suffisante. Pour extraire le métal de son oxide, on mêle celui-ci avec 3 fois son poids de flux noir, et on l'expose à un feu rouge, dans un creuset; le métal se sublime dans le creuset superposé au premier et y cristallise. L'arsenic est en forme de lames bleuâtres, très-brillantes. Sa pesanteur spécifique est de 5.7. Il est très-cassant et facile à réduire en poudre; il n'a ni goût ni odeur à froid, mais, à chaud, il a une odeur fétide d'ail. Il se ternit bientôt à l'air, devient jaunâtre, puis noir, perd sa dureté et devient friable. Chauffé au contact de l'air, il se sublime en une masse âcre et soluble; c'est l'oxide blanc d'arsenic des boutiques, et l'acide arsenieux des chimistes; il rougit le tournesol. Son âcreté et sa causticité en font un des poisons les plus virulens; il est composé de 52 d'oxigène sur 100 de métal; mais cet acide se combine avec une autre portion d'oxigène, et forme l'acide arsenique, qu'on prépare en dissolvant le premier dans l'acide nitrique et en évaporant la solution à siccité; cet acide est composé de 53 d'oxigène et de 100 de métal.

L'arsenic se combine facilement avec le phosphore, en distillant parties égales de phosphore et d'arsenic à une chaleur modérée. Ce phosphure est brun et brillant; il brûle sur les charbons incandescens, avec une odeur mêlée d'ail et de phosphore; on peut le conserver sous l'eau. En faisant bouillir, dans l'eau, du phosphore et de l'arsenic, on obtient le même produit; le phosphore, en fondant, se combine avec l'arsenic.

Le sulfure s'obtient en sublimant ou en fondant les mêmes élémens; le composé est jaune ou rouge. Si l'oxide blanc d'arsenic est dissous dans l'acide hydrochlorique, et qu'on y fasse passer un courant de gaz hydrogène sulfuré, il se précipite en poudre jaune appelée *Orpiment*. Le même composé peut être préparé en sublimant de l'arsenic et du soufre à une température moyenne. On pense que l'orpiment

contient moins de soufre que le réalgar; cependant on croit que la diversité de leurs couleurs doit être attribuée à un mélange mécanique d'une certaine partie des acides arsenieux ou arsenique, avec le soufre.

Sulfate d'arsenic. — L'acide sulfurique à une température de 100 centigr. produit sur l'arsenic un dégagement de gaz acide sulfureux avec effervescence : le métal s'oxide et se précipite en poudre blanche; par l'évaporation de la solution, l'oxide se précipite encore, et l'acide pur y reste.

L'acide nitrique est rapidement décomposé par l'arsenic; le métal s'oxide, et, par l'addition d'une autre partie d'acide, se convertit en acide carbonique sans produire de nitrate d'arsenic.

Hydrochlorate d'arsenic. — On prépare ce sel en faisant un mélange de 6 parties de sublimé corrosif (dento-chlorure de mercure), et une partie d'arsenic en poudre; on introduit ce mélange dans une cornue et on sublime à une chaleur modérée. Le produit est un liquide transparent de consistance oléagineuse appelé *Beurre d'arsenic.* Il est très-volatil, et décomposable par une addition d'eau, qui en précipite l'oxide blanc. Cet oxide est très-employé dans les arts, et on l'allie à d'autres métaux pour leur donner de nouvelles propriétés, qui les rendent fusibles et propres à être convertis en instrumens.

SECTION XX.

DU TUNGSTÈNE ET DE SES COMPOSÉS.

Ce nom dérive d'une substance blanche minérale et transparente, qui est composée de ce métal à l'état acide et de chaux. Les propriétés métalliques en furent découvertes par MM. d'Elhugart, chimistes espagnols, dans une substance nommée *Walfram*, où l'acide se trouve combiné avec la magnésie et le fer.

Pour décomposer l'acide et en extraire le métal, on mêle la mine avec du poussier de charbon, et on la soumet à la

plus forte chaleur dans un creuset. Il se rassemble une masse au fond, composée en partie de globules métalliques et d'une poudre friable et noirâtre. Le métal est gris, très-brillant et ressemblant à l'acier; c'est un des plus durs et des plus pesans. Sa pesanteur spécifique est de 17.4; il est très-difficile à fondre. Quand on chauffe le tungsthène à vase ouvert, il se convertit en oxides, qui sont le brun et le jaune. Ce dernier, qui a des propriétés particulières, s'appelle *acide tungstique.* On le prépare en faisant bouillir 3 parties d'acide hydrochlorique et une de Walfram; l'acide étant décanté au bout d'une demi-heure, laisse précipiter une poudre jaune par le repos, qui, étant dissoute dans l'ammoniaque et évaporée à siccité, produit une masse sèche, que l'on soumet à une chaleur rouge et qui constitue alors l'oxide jaune pur, ou l'acide tungstique.

Le tungsthène s'unit avec le phosphore et le soufre; il forme aussi des alliages avec d'autres métaux, et l'acide tungstique forme des composés salins avec les alkalis; le peu d'importance de ces composés ne permet pas d'y fixer plus long-tems l'attention; la rareté d'ailleurs du métal sera encore long-tems un obstacle à l'investigation complète de ses propriétés.

SECTION XXI.

DU MOLYBDÈNE ET DE SES COMPOSÉS.

Vers l'année 1778, Scheele obtint d'un minéral appelé *sulfure de molybdène,* une substance acide que Bergman conjectura être un oxide métallique. Les recherches de Pelletier ont établi que la base de cet acide était un métal particulier, et que le minéral était un composé de ce métal et de soufre. Pour l'extraire, on fait griller la mine à différentes reprises, jusqu'à ce qu'elle soit réduite en poudre. Cette poudre étant dissoute dans l'ammoniaque, on fait évaporer à siccité; la masse sèche avec l'addition d'un peu d'acide nitrique, étant chauffée modérément, précipite un oxide blanc de molybdène.

Cette poudre, mêlée avec du charbon ou de l'huile, et exposée à une très-forte chaleur, perd son oxigène et se réduit; mais le métal n'est qu'en petits grains, très-cassans, brillans, blancs, d'une pesanteur spécifique de 7.4, à 8.6. Quand on expose une partie de ce métal à la chaleur à vase ouvert, il s'oxide et on obtient 3 oxides de molybdène; l'oxide brun s'obtient en exposant le sulfure de molybdène à la chaleur à vase ouvert, jusqu'à ce que le soufre soit dissipé; le métal se réduit en acide molybdique, qui, étant dissous dans l'ammoniaque et évaporé à siccité, puis la masse sèche introduite dans un creuset couvert de poussier de charbon, produit après avoir été exposée à une chaleur blanche, une masse cristalline qui est l'oxide brun. L'oxide bleu se prépare en mêlant une partie de métal en poudre et deux parties d'oxide blanc; on en fait une pâte avec de l'eau à 30 centigr. et on le triture jusqu'à ce qu'elle devienne bleue, faisant ensuite bouillir le tout pendant 8 à 10 minutes. Cette solution étant filtrée et évaporée, il reste une belle poudre fine qui est l'oxide bleu. L'oxide blanc ou l'acide molybdique se prépare en grillant le sulfure, dissolvant le résidu dans l'ammoniaque et ajoutant de l'acide nitrique qui précipite l'acide molybdique en écailles blanches; celles-ci jaunissent par la fusion et la sublimation.

Le molybdène se combine avec le phosphore et le soufre; le sulfure de molybdène est le seul qu'on trouve dans la nature. Ce métal forme des alliages avec d'autres métaux; avec les acides, il forme des solutions qui sont bleues et incristallisables; l'acide molybdique forme aussi des composés nommés *molybdates*, avec les alkalis et les terres.

SECTION XXII.

DU CHROMIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Ce métal fut découvert par M. Vauquelin en 1797, dans le plomb rouge de Sibérie. Quand une partie de la mine est mise en ébullition avec deux parties de carbonate de potasse

dans 100 parties d'eau, l'acide carbonique de la potasse s'unit avec le plomb, tandis que la potasse s'unit avec une substance acide, l'autre partie constituante de la mine, qui reste en solution. Le sel est décomposé par l'acide nitrique, qui se combine avec la potasse, et l'oxide de chrome se précipite. Cet oxide, étant fortement chauffé avec du charbon, produit le chromium métallique, qui est blanchâtre, très-cassant, et qui requiert une très-grande chaleur pour le fondre. Sa pesanteur spécifique est de 5.9. Il est faiblement magnétique. Ce métal est inaltérable à l'air; mais quand on le chauffe avec le contact de l'atmosphère, il se convertit en oxide. Il constitue trois oxides différens, savoir : le vert, le brun et le jaune, ou l'acide chromique, suivant les différentes proportions d'oxigène avec lesquelles ils se combinent.

L'oxide vert (1) se prépare en exposant l'acide chromique à vase clos, à la chaleur : l'acide se décompose en partie et produit l'oxide vert. L'oxide brun s'obtient en dissolvant le premier dans l'acide nitrique; on évapore jusqu'à siccité et on chauffe la masse jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide nitreux : il est insoluble dans les acides et très-peu soluble dans les alkalis. L'oxide jaune ou l'acide chromique est rouge foncé, ayant un goût métallique, soluble dans l'eau et produisant des cristaux rouges; il paraît qu'il contient le double d'oxigène de l'oxide vert. Cet acide se combine avec les alkalis, les terres et les oxides métalliques. On appelle les composés des *chromates*. On trouve le chrome dans la nature combiné avec le plomb et le fer.

---

(1) On prépare l'oxide vert de chrome en distillant le chromate de mercure. On l'obtient encore plus facilement en faisant bouillir le chromate de potasse dans l'acide hydrochlorique concentré, et précipitant ensuite par l'ammoniaque l'oxide de chrome que contient la dissolution; on lave et on triture le précipité à l'eau, et on le calcine à grand feu pour lui donner plus d'intensité. Ce dernier procédé est le plus facile de tous ceux qui ont été proposés jusqu'à ce jour.

(*Note du Traducteur.*)

SECTION XXIII.

DU TITANE ET DE SES COMPOSÉS.

Ce métal fut découvert par Klaproth en 1793, il le retira de son oxide rouge : mais deux ans auparavant, M. Gregor avait trouvé un oxide semblable, dans le sable noir du Menachan, en cornouailles; il l'appella menachine; mais il ne fut pas capable de le réduire. On n'a trouvé ce métal qu'à l'état d'oxide, cristallisé et disseminé dans le quartz. Pour l'extraire, on fait une pâte de 100 d'oxide, 50 de borax calciné et 50 de charbon, avec de l'huile; on la soumet à un feu de forge de 166° wedgewood. Par ce moyen, on obtient une masse brune, agglutinée et brillante à la surface. Ce métal, qu'on ne s'est encore procuré qu'en très-petites quantités, est rouge jaunâtre; c'est un des plus infusibles de tous; il se ternit à l'air, et s'oxide à l'aide de la chaleur. Il paraît former trois oxides, le bleu ou le pourpre, que l'on obtient quand on expose le métal à la chaleur à l'air ouvert; l'oxide rouge, qui est un produit de la nature, et l'oxide blanc, qu'on prépare en fondant l'oxide rouge et 4 fois son poids de potasse. On dissout la masse dans de l'eau, et l'oxide blanc se précipite. Le phosphure de titane a été formé, mais ce métal n'a pas encore été combiné avec le soufre.

Les acides sulfurique et nitrique dissolvent le carbonate de titane. La première solution refuse de cristalliser, mais on obtient des cristaux transparens de la seconde.

SECTION XXIV.

DU TELLURE ET DE SES COMPOSÉS.

Vers l'année 1782, on conjectura que la mine d'or contenait un métal particulier : cette conjecture fut vérifiée par Klaproth, en 1798, qui donna le nom de *Tellure* au nouveau métal. On l'a trouvé depuis dans différentes mines d'or : la

mine blanche d'or, où il se trouve combiné avec le fer et l'or; l'or graphique, qui est composé de tellure, d'or, et d'argent; la mine jaune d'or, composée de tellure, d'or, d'argent et de soufre, et la mine grise d'or, qui est une variété de la dernière, contenant un peu de cuivre. Pour extraire ce métal de ses mines, on en fait chauffer une partie avec 6 d'acide hydrochlorique, et après avoir ajouté trois parties d'acide nitrique, on fait bouillir la solution; le tout se convertit avec effervescence. On ajoute de l'eau, puis une solution de potasse caustique pour dissoudre le précipité. La solution alkaline de l'oxide de tellure, mêlée avec de l'acide hydrochlorique pour saturer la potasse, précipite une poudre blanche. On en fait une pâte avec de l'huile et on la fait chauffer au rouge dans une petite cornue de verre; le métal se sublime en partie, et reste en partie au fond de la cornue, cristallisé et fondu. Le tellure ressemble un peu au plomb; il est très-cassant; sa texture est lamelleuse comme l'antimoine, et il cristallise à la surface par un refroidissement gradué. Sa pesanteur spécifique est de 6.11; c'est un des métaux les plus fusibles. Chauffé à vase clos, il entre en ébullition et se sublime en globules brillans, qui adhèrent à la partie supérieure du vase. On croit que le tellure ne forme qu'un oxide; dissous dans l'eau régale, il se précipite un oxide blanc quand on ajoute une quantité suffisante d'eau. Le même oxide se forme en soumettant le tellure au chalumeau, sur du charbon. Ce métal brûle avec flamme bleue, et s'élève en vapeurs blanches, dont l'odeur a quelque chose d'analogue à celle des radis. Cette vapeur blanche est l'oxide de tellure, qui, étant chauffé dans une cornue, se convertit en une masse jaune-paille, qui prend une texture radiée. Quand cet oxide est chauffé sur le charbon, il est si rapidement réduit, qu'il se produit une espèce d'explosion. Cet oxide est composé de 20 parties d'oxigène sur 100 de métal, et paraît dans certains cas remplir le rôle d'un acide. Le tellure se combine avec l'hydrogène, et forme un fluide élastique transparent et incolore, qui a une odeur particulière. Ce fluide est soluble

dans l'eau, et lui communique une couleur quinquina; il brûle avec une flamme bleuâtre, tandis que l'oxide se dépose.

Sulfate de tellure. — Une partie de tellure, mêlée à 100 parties d'acide sulfurique concentré, à vase couvert et à froid, produit un liquide d'une belle couleur cramoisi. L'eau ajoutée graduellement à cette solution fait disparaître la couleur, et le métal se dépose en flocons noirs; ou, si on chauffe la solution, la couleur se détruit, et l'oxide blanc se précipite. Quand on emploie de l'acide sulfurique faible, avec l'addition d'une petite portion d'acide nitrique, le tellure se dissout davantage, la solution est transparente et incolore, et ne dépose point d'oxide par l'addition de l'eau.

Nitrate de tellure. — Ce métal se dissout dans l'acide nitrique, et forme une solution incolore, qui produit des cristaux aiguilliformes. L'eau régale forme aussi une solution qui précipite par l'eau, et l'oxide blanc précipité est soluble dans l'acide hydrochlorique. Les alkalis purs précipitent les solutions salines de tellure en oxide blanc, qui se redissout dans leur excès.

SECTION XXV.

DU TANTALE OU COLUMBIUM.

Un nouveau métal fut découvert par M. Hatchett en 1802, dans un minéral de l'Amérique septentrionale; il lui donna le nom de *columbium*, et il paraît qu'un de ses oxides possède des propriétés acides. Ce métal forme des composés salins avec les acides. Une substance métallique semblable fut extraite de deux minéraux, dont l'un fut appelé *tantalite* et l'autre *ytro-tantalite* par Ekeberg, parce que ce dernier contenait une faible portion d'ytria.

SECTION XXVI.

DE L'URANE.

Ce métal fut découvert en 1789 par Klaproth. On l'a ex-

trait de trois substances différentes : le pech-blende, l'oxide d'uranium et le mica vert appelé *glimmer*, qui est un carbonate d'urane. Ce métal est gris noirâtre, pâle à l'intérieur; il est peu brillant; on peut le rayer avec un canif; il est très-infusible. Sa pesanteur spécifique est de 6.4; il est inaltérable à l'air et au chalumeau. L'oxide jaune natif ne fond pas, mais devient brun quand on le chauffe long-tems avec le contact de l'air. L'oxide jaune se dissout dans les acides, et le nitrate d'urane forme le plus beau de tous les sels métalliques. Il cristallise en prismes à 6 pans ou à 4 pans aplatis. Ce nitrate est jaune quand il est neutre, et d'un jaune verdâtre quand il est acide.

SECTION XXVII.

DU CERIUM.

Une substance minérale, qu'on trouve dans une mine de cuivre de Suède, a été long-tems un sujet de recherches parmi les chimistes. On crut d'abord qu'elle contenait du tungsthène; elle fut examinée par Klaproth et Vauquelin, qui vérifièrent les analyses des chimistes suédois Berzelius et Hizinger. Son nom lui vient de la planète Cérès. Il est très-difficile de réduire l'oxide de cerium, et il est même probable qu'on n'en peut obtenir qu'un carbure. Il paraît former deux oxides; il forme des composés salins avec les acides, et ses deux oxides se combinent avec le soufre. Les solutions des sels de cerium ont un goût douceâtre, et ne précipitent point l'infusion de noix de galle. Ce métal est sans usages.

DEUXIÈME PARTIE.

PHÉNOMÈNES DE LA NATURE.

AYANT détaillé, dans la précédente partie, l'histoire chimique des substances individuelles, arrangées par ordres, et possédant quelques propriétés communes, nous nous proposons maintenant d'appliquer la connaissance acquise aux objets tels que nous les montre la nature. Suivant ce plan, il est convenable de le diviser en cinq chapitres; savoir : 1° l'atmosphère, 2° les eaux, 3° les minéraux, 4° les végétaux, et 5° les animaux.

CHAPITRE PREMIER.

DE L'ATMOSPHÈRE.

L'atmosphère est ce fluide élastique et invisible qui environne la terre. Ses propriétés physiques sont connues depuis long-tems; mais la nature de sa constitution chimique est le fruit des recherches des philosophes modernes; la partie principale de l'histoire de l'atmosphère appartient à l'histoire naturelle : il ne peut convenir ici que d'en considérer ses compositions, ses changemens et ses apparences électriques.

SECTION I.

DE LA COMPOSITION DE L'ATMOSPHÈRE.

L'air de l'atmosphère, considéré comme élément par les anciens, ne fut connu pour être un composé que lors de la découverte des gaz oxigène et azote. L'air atmosphérique est invisible et élastique, susceptible d'une expansion considérable. Un litre d'air pèse 1.2991 à la pression ordinaire. Après la découverte des parties constituantes de l'air, il devint très-essentiel d'en découvrir les proportions. Il fut observé que l'oxigène de l'atmosphère seulement est absorbé dans ces changemens, que certains corps subissent lorsqu'ils sont exposés à son action. C'est sur ce principe que dépend la construction de l'*eudiomètre*, qui mesure la proportion de l'oxigène de l'air. On avait proposé différens instrumens à cet effet, mais tous dépendaient du même principe, l'abstraction de l'oxigène d'une quantité donnée d'air. Le premier eudiomètre fut proposé par Priestley, qui avait observé que le gaz nitreux, amené en contact avec l'air atmosphérique, se combine avec son oxigène, et se convertit en acide nitrique; il pensa qu'on pouvait l'appliquer pour déterminer la quantité de gaz oxigène dans une portion donnée d'air. Mais les résultats de cette espèce d'eudiomètre, étant sujets à des variations, résultantes de la pureté plus ou moins grande du gaz employé, de l'eau sur laquelle l'expérience se fait, et même de la forme de l'appareil, ne furent ni constans, ni uniformes. Scheele propose un mélange de tournure de fer et de soufre, formé en pâte avec de l'eau, qui, en absorbant l'oxigène d'une quantité donnée d'air, indiquerait, par la diminution de volume, la proportion d'oxigène qu'elle contenait. Mais, comme ce procédé est lent, on y substitua le sulfure hydroguré de potasse ou de chaux. On prépare ce mélange en faisant bouillir du soufre et de l'eau de chaux. Dans l'application de cet eudiomètre, on agite l'air contenu dans une

bouteille avec le mélange, et la diminution du volume d'air soumis à l'expérience aura lieu en quelques minutes, et montrera la proportion de l'oxigène.

Volta proposa l'explosion du gaz hydrogène dans une portion donnée d'air, au moyen d'une étincelle électrique; mais le difficile consiste ici à bien déterminer la quantité d'hydrogène qu'on emploie. Le phosphore, qui absorbe rapidement l'oxigène de l'atmosphère et le convertit en acide phosphoreux, fut d'abord proposé par Achard et Berthollet. Le sulfate vert ou l'hydrochlorate de fer, dissous dans l'eau et imprégné d'acide nitreux, ont été proposés par S. H. Davy. L'appareil consiste en un petit tube gradué, divisé en 100 parties, plus large vers le côté ouvert, et un autre vase pour contenir le liquide. Le tube, étant rempli d'air à examiner, on l'introduit dans la solution; et, pour accélérer l'absorption, on le meut doucement de la position perpendiculaire à la position horizontale. L'expérience est terminée en quelques minutes; mais il est nécesaire de veiller le moment où la diminution de volume cesse, lorsque tout l'oxigène est condensé par le gaz nitreux dans la solution, en acide nitrique; car après, le volume du gaz restant est augmenté par la décomposition de l'acide nitrique, due à l'action du protosulfate de fer. D'après de nombreuses expériences faites avec différens eudiomètres, aussi-bien que de celles faites en différens lieux et dans des circonstances diverses, il paraît que l'air atmosphérique est toujours à-peu-près composé des mêmes parties constituantes. Ces proportions sont 21 d'oxigène, 79 d'azote, sur 100 d'air en volume.

On ne saurait douter qu'il n'existe de l'eau dans l'atmosphère; c'est pour indiquer sa présence et ses proportions, qu'on a inventé les *hygromètres* ou mesures de l'humidité. Cependant, aucun des instrumens proposés jusqu'à ce jour n'est précis, et il existe encore beaucoup de diversité d'opinion sur la quantité d'eau qui peut exister dans l'atmosphère. On se fait aussi la question de savoir si cette eau existe dans l'atmosphère à l'état d'eau, ou bien convertie en vapeurs.

Suivant la première opinion, l'eau est tenue en solution par l'air, qui augmente son pouvoir dissolvant avec la température. L'autre opinion est que l'eau de l'atmosphère est à l'état de vapeur; que la quantité en varie suivant les saisons et la différence des climats, tantôt dans la proportion de 1/60, et tantôt de 1/300 du poids de l'atmosphère. L'acide carbonique se trouve aussi combiné dans l'atmosphère, comme l'indique l'eau de chaux ou une solution alkaline exposée à l'air, qui se couvrent bientôt d'une pellicule, en raison de la conversion de l'eau de chaux ou de l'alkali, en carbonate : la quantité de l'acide carbonique varie d'un centième à un millième. Les parties constituantes de l'atmosphère étant l'azote, l'oxigène, l'eau et l'acide carbonique, on s'est long-tems occupé de savoir si ces parties étaient en combinaison chimique, ou simplement un mélange mécanique; les proportions des gaz oxigène et azote, étant invariablement les mêmes dans toutes les parties de la terre, semblent affirmer la première de ces opinions.

SECTION II.

DES CHANGEMENS DE L'ATMOSPHÈRE.

Les changemens dans l'état de l'atmosphère, en raison de la température, de la pression et de l'eau ou de la vapeur qu'elle contient, sont trop remarquables pour échapper à l'observation; mais ce n'est qu'à l'aide des instrumens, dont la découverte est toute moderne, que ces changemens peuvent être appréciés avec quelque exactitude.

Température. — Quand on considère les changemens que subit la température en un seul jour, en hiver ou en été, il pourrait paraître impossible de découvrir une loi générale qui pût classer des faits aussi insolites. En considérant la diversité de température des différens lieux, il devint essentiel de trouver des points fixes qui pussent marquer exactement les changemens d'une période de tems donnée.

Mayer, de Gottingue, fut le premier qui suggéra la méthode adoptée par les astronomes, de déterminer la moyenne proportionnelle de certaines grandes périodes, telles que l'année ou le mois; il fit l'heureuse découverte par laquelle, la moyenne température annuelle de deux latitudes étant déterminée, on trouvait aussi la moyenne température annuelle pour tout autre degré de latitude : cette méthode fut perfectionnée par M. Kirwan, qui construisit des tables indiquant les températures moyenne et annuelle pour tous les degrés de latitude. Le lieu où l'uniformité et la constance de la température sont les moins affectées par des causes accidentelles, étant établi par l'observation, la température de toutes les autres situations lui est comparée. Ce lieu déterminé par Kirwan est un espace immense de l'Atlantique et de l'Océan-Pacifique, qui comprend une grande partie de la surface du globe. Pour la construction de ces tables, il faut voir les Essais sur la Température par Kirwan. La différence de température comprise dans les 10 premiers degrés de l'équateur, et dans la même distance, à partir des pôles, est très-petite, ainsi que les variations qu'elle éprouve pendant différentes années successives. Plus on s'éloigne de l'équateur vers les pôles, plus cette différence est grande. La température annuelle à l'équateur est de 28°88, et aux pôles, de 0,56 centigr., et dans la latitude intermédiaire de 45°, la température annuelle est de 14,16 centigr., ou la moyenne des températures extrêmes. L'air ne se trouve pas échauffé par le passage des rayons solaires, mais par leur réflexion de la terre; il arrive de là que la température diminue en s'élevant au-dessus de la terre; les plus grands froids dominent dans les plus hautes regions de l'atmosphère, et occasionent les neiges perpétuelles dont les hautes montagnes sont couvertes, même sous l'équateur. A une certaine hauteur, qui varie dans chaque latitude, il gèle toutes les nuits; cette hauteur est de 4,803.96 mètres d'élévation dans la zône-torride; on l'appelle *terme inférieur de congélation.* A de plus grandes hauteurs, comme les vapeurs n'y par-

viennent jamais, il n'y gèle pas : cette dernière hauteur est appelée *terme supérieur de congélation*, et se trouve à 8,346.95 mètres de hauteur, dans la même zône torride.

Comme l'eau et la terre ont différentes capacités pour recevoir, retenir et dégager la chaleur, il s'ensuit une grande diversité dans la température de l'air environnant la surface terrestre. A la profondeur de 20 à 25 mètres sous la surface de la terre, la température varie peu, et approche généralement de la température moyenne annuelle. La chaleur des sources, qui contiennent une quantité considérable d'eau, correspond à la température moyenne annuelle du climat, quand ces eaux ne sont pas à la surface du globe, ce qui les assujettirait aux variations de cette même surface.

Pression. — La pression de l'atmosphère, qui est indiquée par le baromètre, est également sujette à des variations considérables. Au niveau de la mer, la hauteur moyenne du baromètre est la plus grande, parce que la colonne d'air qui supporte le mercure dans le tube, est alors la plus longue; et quoique sujette à des variations, aussi bien qu'à d'autres hauteurs, cette hauteur est de $0^{m}76$. Dans les lieux compris entre les tropiques, les variations du baromètre sont les plus petites; et dans des situations élevées, les variations sont encore plus petites qu'au niveau de la mer. Près des pôles, les déviations du mercure, de sa hauteur moyenne annuelle, sont plus grandes qu'à l'équateur; et enfin elles sont plus grandes et plus fréquentes en dehors des tropiques dans l'hiver qu'en été. Les causes de ces variations de la pression de l'atmosphère, sont présumées être la rapidité des courans d'air et des vapeurs.

Les vents produisent un autre changement dans l'état de l'atmosphère : on croirait d'abord qu'ils sont sujets à de grandes irrégularités; mais dans quelques parties du monde, ils sont réguliers et constans. Comme l'action solaire est la plus grande de toutes entre les tropiques, la température moyenne annuelle est la plus élevée dans les régions équato-

riales; et, comme l'air de ces régions est sujet au plus grand degré de raréfaction, un courant d'air plus dense et plus froid s'établit du nord à l'équateur, et une autre du sud à l'équateur, pour rétablir l'équilibre; mais comme la terre a un mouvement diurne de l'ouest à l'est, le courant qui procède du nord paraît venir du nord-est, et celui dù sud, du sud-est, constituant tous les deux les vents fixes et uniformes du nord-est et sud-est : mais ces mêmes vents se trouvent interrompus par les effets inégaux de la terre et de l'eau, en échauffant l'atmosphère. Comme l'air de la terre se trouve plus échauffé le jour, il éprouve un plus grand degré de raréfaction; ce qui occasione un courant d'air qui vient de l'extérieur pour rétablir l'équilibre; ce courant est la brise de mer, qui se fait sentir pendant le jour dans les îles entre les tropiques; mais pendant la nuit, l'air au-dessus des eaux se trouve le plus raréfié et occasione la brise de terre qui se fait sentir pendant la nuit. Lorsque le soleil est dans l'hémisphère boréal, l'air du continent de l'Asie est plus raréfié que celui de l'Océan-Indien; de là vient que ce dernier établit son courant intérieur pour rétablir l'équilibre, et continue de régner pendant 6 mois de l'année; on l'appelle *mousson du sud-est;* mais quand le soleil parcourt le tropique méridional, l'air de l'Océan-Indien est alors le plus raréfié, et il s'établit un courant qui produit les moussons du nord-ouest, qui règne pendant les autres six mois.

Vapeurs aqueuses. — L'eau qui s'élève dans l'atmosphère est assujettie à différens changemens. En vapeurs, elle constitue un fluide élastique et invisible; elle paraît en forme de nuage dans les airs, et tombe vers la terre en rosée, en pluie, en neige ou en grêle; changemens qui sont dus à la température ou à la quantité de chaleur avec laquelle elle se trouve combinée, quoiqu'on puisse les attribuer aux effets de l'électricité. La vapeur invisible, après avoir été soumise à certains changemens, se convertit en vapeur vésiculeuse. D'après les expériences de Saussure, elle est alors douée de

propriétés électriques, et tient le milieu entre la vapeur invisible et l'eau. Une collection de ces vésicules constitue les nuages, dont les formes, la hauteur et les apparences ont été réduites en une espèce de système par M. Howard.

La chute de la rosée est plus abondante pendant la nuit, d'où on conclut que la vapeur invisible qui monte dans l'atmosphère pendant le jour, étant privée de sa chaleur, se convertit de nouveau en vapeur. Comme la vapeur invisible devient visible en se changeant en vapeur vésiculeuse, et comme les nuages ne sont composés que de collections de cette dernière, ils se dissolvent en pluie par quelques autres changemens qu'ils subissent. On a attribué la formation de la pluie au mélange des nuages de températures diverses; mélange qui diminuerait leur capacité de tenir une même quantité d'eau en solution; mais on a aussi supposé que cet effet est dû à l'électricité, qui change cette capacité, ou qui produit ce changement par quelque effet plus direct. Comme les quantités de vapeurs de l'atmosphère et celles de rosée qui tombent dans les diverses régions du globe sont très-différentes, de même la quantité de pluie varie beaucoup dans différens lieux. La plus grande quantité d'eau tombe dans la zone torride, et diminue en proportion de la distance de l'équateur vers les pôles.

La neige, qui est un composé de particules cristallines brillantes et divergentes du centre, est une autre forme de la vapeur dans l'atmosphère; on présume que les nues de neige sont semblables à celles de la pluie, excepté qu'elles sont dépourvues de chaleur, et qu'elles sont gelées. La formation de la grêle est attribuée à la diminution subite de la température, et à la congélation des gouttes d'eau pendant leur chute vers la terre : ce phénomène arrive souvent en été, et les effets physiques en sont trop connus pour exiger une description. Après une chute abondante de rosée, et par une diminution subite de la température, l'eau déposée sur la surface de la terre paraît congélée; cet effet est produit par un assemblage de petits cristaux de glace, arrangés et distribués de

diverses manières, suivant le degré ou la rapidité du changement de température.

SECTION III.

DE L'ÉLECTRICITÉ.

Les découvertes de Franklin ont entièrement établi l'identité des électricités artificielle et atmosphérique. Depuis cette époque, on a employé le principe électrique pour rendre raison des changemens de l'atmosphère; et il paraît en effet que peu de changemens s'opèrent, sans dégagement d'électricité. Il est bien démontré que, dans certaines conditions, l'atmosphère contient plus d'électricité que dans d'autres; et cette condition, qui est la plus favorable à la production de l'électricité artificielle, est aussi la plus favorable au dégagement de l'électricité naturelle. On peut s'en convaincre par une expérience qui ne se trouve point encore consignée dans aucun ouvrage; dans certains tems, tels qu'un jour sec et couvert de l'été, ou un jour serein de l'hiver, la poussière, par le simple frottement des pieds, prend une belle forme arborescente, représentée à-peu-près par les figures 5 et 6 de la planche 3. Ces apparences sont observées seulement dans certaines circonstances prescrites ci-dessus, et dans les lieux où l'air est faiblement agité, comme au coin des rues.

Des éclairs. — Il existe une forte analogie entre les éclairs et l'électricité artificielle; l'apparence anguleuse des éclairs, les effets des objets effilés, les changemens produits sur les substances métalliques, ses effets en changeant les pôles du magnétisme et son mode d'opérer dans la destruction de la vie animale, montrent une analogie remarquable, qui prouve encore davantage la découverte, que quelques nuages ont une électricité négative et d'autre une électricité positive. L'éclair, ou le dégagement le plus abondant de l'électricité de l'atmosphère, a lieu dans la zone torride, où l'influence solaire

est la plus grande, et contribue peut-être à effectuer les changemens qui produisent ce dégagement; vers les pôles, ce dégagement est presque nul.

De la foudre. — Le bruit qui accompagne souvent les éclairs, provient d'une expansion ou condensation instantanée des fluides élastiques : le bruit continu est attribué à la réverbération du son dans les nuages de hauteurs différentes et à la transmission irrégulière de l'air agité entr'eux. On peut estimer la distance du lieu de l'explosion, en observant l'intensité diminuée du son, ou en mesurant l'intervalle entre l'éclair et le bruit.

Aurore boréale. — On a supposé que les effets de ce phénomène sont dus à l'électricité; qu'une grande quantité de gaz hydrogène se produit par la décomposition de l'eau, dans les régions équatoriales de l'atmosphère, et que cet air inflammable, s'élevant à de grandes hauteurs, se dirige en courant vers les Pôles, et s'enflamme par l'électricité. Quoi qu'il en soit de ces opinions, il est certain qu'on n'a pas jusqu'à ce jour, donné une théorie qui fût généralement adoptée par la raison, et les calculs probables des effets de la lumière.

Météores ignés. — D'autres apparences ont été observées dans l'atmosphère, qu'on a également attribuées à l'électricité; parmi celles-ci on remarque les étoiles filantes, qui paraissent pendant les nuits claires, et les feux follets, qu'on voit souvent dans les vieux cimetières, produits sans doute par la décomposition de matières animales et végétales; probablement de la matière cérébrale, qui contient une grande quantité de phosphore. Les météores de feu, qu'on voit de tems en tems dans l'atmosphère, se remarquent par leur grande élévation et la rapidité de leur course, qui est probablement due à l'électricité. De pareils météores ont été vus dans toute l'Europe, particulièrement celui de 1783, dont la hauteur au-dessus de la surface de la terre était estimée à plus de 95 myriamètres; sa vélocité étonnante était de plus de 1060 myriamètres par minute.

Des pierres météoriques. — La chute des pierres de l'at-

mosphère a été observée dans les tems anciens et modernes et dans toutes les parties du monde. Cette chute est ordinairement accompagnée ou suivie de météores ignés, et ne se produit qu'après leur explosion. Quelle que soit l'origine de ces productions remarquables, la similitude de leurs caractères et de leur composition mène à conclure qu'elles proviennent d'une même source. Elles sont composées de silice, de magnésie, de fer en partie natif et en partie oxidé, de quelques atomes de nikel, de chrome et de cobalt. On a donné diverses opinions sur l'origine de ces pierres météoriques; les uns croient qu'elles proviennent des volcans de la terre ou bien de la lune, d'autres ont pensé que ce pouvaient être des débris d'astéroïdes du système solaire : ce qui laisse encore cette partie sans explication satisfaisante.

CHAPITRE II.

DES EAUX.

Les parties constituantes de l'eau qui sont *l'oxigène* et *l'hydrogène* et les états de glace, d'eau ou de vapeur, qu'elle prend tour à tour, ont déja été traitées. On la considérait à l'état de pureté, mais celle qu'on trouve dans la nature est rarement dans ce cas; car l'eau de pluie, qui est la plus pure, se trouve mêlée à des substances qu'elle absorbe en traversant l'air et celles qui se trouvent à la surface de la terre sont imprégnées de différentes matières solubles, avec lesquelles elles se trouvent en contact. Le goût salin et nauséabonde des eaux de mer est remarquable, et les qualités particulières des eaux minérales sont trop sensibles pour échapper à l'observation. Ce sont en général les eaux qui possèdent quelques-unes de ces propriétés, qu'on a rangées en eaux de mer et en eaux minérales.

SECTION I.

DE L'EAU DE MER.

Le goût salin de cette eau est dû en grande partie au sel ordinaire qu'elle tient en solution, tandis que le goût nauséabonde appartient à des matières animales ou végétales. Ces matières, cependant, ne se trouvent qu'à la surface des eaux de l'Océan et près des côtes. La pesanteur spécifique de l'eau de mer varie de 1.0269 à 1.0285. Les mêmes matières animales la rendent plus pesante que l'eau ordinaire, et les sels qui s'y trouvent dissous, ne lui permettent de se congéler qu'à la température de —33.33 centigr. Les sels qu'on en extrait sont, les hydrochlorates de soude et de magnésie, et les sulfates de magnésie, de soude et de chaux, dont le volume varie de 1/24 à 1/26. Ces proportions varient suivant que les saisons sont pluvieuses ou sèches dans l'année. La différence de latitude n'en produit point de remarquable dans les proportions de matières salines. Il paraît d'après des tables qui ont été construites, en observant la pesanteur spécifique de l'eau de mer dans différentes latitudes, que cette proportion est la plus grande près des Tropiques, et plus petite à l'équateur; ce qu'on attribue à la quantité immense de pluie qui tombe vers cette région.

SECTION II.

DES EAUX MINÉRALES.

Ce nom a été donné à des eaux dont l'odeur, le goût et la couleur les distinguent des eaux ordinaires. Ces propriétés proviennent des substances avec lesquelles elles se combinent dans leur passage au travers de la terre. Les effets qu'elles sont susceptibles de produire, ont conduit l'homme à en faire usage dans ses maladies. On divise les eaux minérales

en quatre classes; 1° *eaux acidules* ou *gazeuses*, 2° *eaux salées*, 3° *eaux sulfureuses* ou *hépatiques*, et 4° *eaux chalybées.*

Les *eaux acidules* ont un goût pénétrant et acide; elles entrent facilement en ébullition, moussent et dégagent des bulles d'air par l'agitation; elles contiennent presque toutes de l'acide carbonique, rougissent la teinture de tournesol et précipitent l'eau de chaux.

Les *eaux salines* se caractérisent par leur goût. On se doute bien que ce goût change avec la différence des sels qu'elles contiennent.

Les *eaux sulfureuses* se distinguent par leur odeur fétide, qui a de l'analogie avec celle des œufs pourris. Quelques-unes de ces eaux contiennent de l'oxigène sulfuré, plus un peu de chaux ou d'un autre alkali.

Les *eaux chalybées*, sont astringentes, précipitent l'hydrocyanate de chaux en bleu et les noix de galle en noir. Le fer qui lui donne cette propriété y est combiné avec les acides carbonique ou sulfurique; quand le premier y est en excès, l'eau a un goût pénétrant et légèrement acide.

1. *Des parties constituantes des eaux minérales.*

Les substances qu'on trouve dans les eaux minérales peuvent être gazeuses, acides ou alkalines. Parmi les premières, l'oxigène y est généralement en proportion très-petite, et n'existe jamais avec l'hydrogène sulfuré ou le fer. L'azote a été découvert dans les eaux de Buxton, combiné à une petite quantité d'air ordinaire. L'acide carbonique existe dans la plupart de ses eaux, mais ces proportions varient. Les quantités d'hydrogène sulfuré qui se trouvent dans ces eaux sont également sujettes à des variations.

L'acide sulfurique des eaux minérales est toujours combiné; l'acide sulfureux se trouve dans les sources chaudes du voisinage des volcans; l'acide hydrochlorique est également combiné, ainsi que l'acide nitrique, qu'on rencontre dans des sources de la Hongrie; enfin quelques lacs de l'Italie

par l'analyse de leurs eaux, ont démontré la présence de l'acide boracique libre.

A l'état de carbonate, les alkalis se trouvent fréquemment dans les eaux minérales, mais rarement non combinées. La soude existe dans les sources chaudes de l'Islande. Les terres sont également en combinaison dans ces eaux. La silice se trouve dans les sources chaudes de l'Islande.

Les sels tenus en solution dans les eaux minérales; sont des sulfates, des nitrates, des hydrochlorates et des carbonates.

Le sulfate de soude se trouve souvent; le sulfate d'ammoniaque, dans les lacs du voisinage des volcans; le sulfaté de chaux, dans presque toutes les sources, de même que le sel d'epsum. L'alun et le sulfate de fer se trouvent aussi fréquemment; mais le sulfate de cuivre n'a été trouvé que dans les eaux dont le courant se fait à travers des mines de ce métal. Les nitrates ne sont pas communs; cependant des sources de la Hongrie contiennent du nitrate de potasse, et d'autres, dans les déserts de l'Arabie, contiennent du nitrate de chaux. L'hydrochlorate de soude (ou le sel ordinaire) y manque rarement, même dans les eaux que l'on considère comme pures; l'hydrochlorate d'ammoniaque ne se trouve pas fréquemment et n'a été observé que dans les eaux de quelques lacs de l'Italie et de la Sibérie; mais les hydrochlorates de chaux et de magnésie sont communs dans les eaux minérales. Quelques traces d'hydrochlorate de manganèse ont été observées dans les sources minérales de la Suède, ainsi que dans celles de Lemington-Priors en Angleterre. On pense que le carbonate de potasse doit se trouver aussi, et que le carbonate de soude est fréquent dans les sources et les lacs. Le carbonate d'ammoniaque se trouve dans quelques eaux en France; le carbonate de chaux, tenu en solution par un excès d'acide, est commun dans toutes les eaux, ainsi que celui de magnésie; le carbonate de fer, qui forme les *eaux chalybées*, est très-commun. Les lacs du Thibet et de la Perse fournissent le borax du commerce. Les eaux sulfureuses doivent leurs propriétés

aux hydro-sulfures de soude et de chaux; enfin on a trouvé dans des eaux minérales des substances bitumineuses, quelquefois en combinaison avec un alkali.

2. *Analyse des eaux minérales.*

Dans l'examen des eaux minérales, la situation de leurs sources, leur température, leur couleur, le goût, l'odeur et la pesanteur spécifique, sont les objets qui demandent la première attention. Par la pesanteur spécifique, on peut en déterminer la quantité de *sels;* mais ce n'est que par des procédés chimiques, que la nature des *substances*, dont les eaux minérales sont imprégnées, peut être déterminée. On emploie des substances qui prennent alors le nom de *réactifs*, avec lesquelles celles contenues dans ces eaux, forment de nouveaux composés, et se mettent à nu. On aperçoit les gaz aux bulles qu'ils forment quand on expose les eaux à l'air; en les faisant bouillir, on peut les recevoir sur le mercure et les soumettre à l'expérience. L'infusion de tournesol et l'eau de chaux saturée servent à indiquer la présence de *l'acide carbonique* non combiné. On obtient une teinture rouge ou un précipité floconneux; quand on fait bouillir la teinture rougie, la couleur bleue se rétablit en raison du dégagement de l'acide carbonique; ce qui n'a pas lieu avec les autres acides. Le gaz hydrogène sulfuré produit un précipité noir dans l'acétate de plomb, et se détermine facilement par son odeur.

Les alkalis fixes ou leurs carbonates changent la teinture du bois de Brésil en bleu, ou bien le papier de tournesol rougi par le vinaigre rétablit sa couleur primitive. *L'hydrochlorate de magnésie* est seulement précipité par les alkalis fixes, et la potasse produit un sel prismatique avec l'acide nitrique; avec l'acide acétique, un sel non déliquescent, et avec l'acide sulfurique, un sel efflorescent. L'*ammoniaque* s'indique par son odeur; si la proportion en est très-petite, l'addition d'une petite quantité de chaux la rendra sensible. Les *carbonates*

terreux et *métalliques* se précipitent ordinairement en exposant l'eau à l'air, ou en les soumettant à une chaleur de 100°, et en l'évaporant. Les *carbonates de chaux*, d'*alumine* et de *fer* se précipitent en entier, et celui de *magnésie* en partie. Le *fer*, quelle que soit sa combinaison se décèle toujours par le précipité bleu qu'il produit avec l'hydrocyanate de potasse. Les sels de barite, le nitrate et l'acétate de plomb sont convenables pour affirmer la présence de l'*acide sulfurique* ou ses composés. L'*acide hydrochlorique* forme, avec le nitrate d'argent, un précipité qui noircit à l'air; et l'*acide boracique* non combiné, est reconnu par l'acétate de plomb. L'acide oxalique est un excellent réactif pour la chaux, avec laquelle il forme un oxalate insoluble. La magnésie et l'alumine sont précipitées toutes les deux par l'ammoniaque pure et l'eau de chaux; mais il faut au préalable en dégager l'acide carbonique par l'ébullition. Quand on emploie l'eau de chaux, il faut d'abord en séparer l'acide sulfurique par le nitrate de barite; et si les deux terres sont précipitées ensemble, on sépare l'alumine de la magnésie, en faisant bouillir avec de la potasse pure, qui se combine avec l'alumine. La silice se découvre en évaporant fortement l'eau, en dissolvant le précipité dans l'acide sulfurique ou nitrique, et en évaporant à siccité; la masse sèche, étant dissoute dans l'eau et filtrée, abandonne la silice sur le filtre. Le *sulfate de soude* se découvre en séparant d'abord les sulfates terreux, en évaporant jusqu'à réduction de moitié et en ajoutant de l'eau de chaux tant qu'elle cesse de précipiter. Par ce moyen, tous les sulfates sont précipités; en évaporant davantage et en ajoutant quelques gouttes d'alcool et d'acide oxalique, on en sépare toute la chaux. On ajoute une forte solution de nitrate de chaux au résidu, qui fait précipiter jusqu'aux moindres atômes des sulfates alkalins; en évaporant une partie de l'eau, le sulfate de chaux se dépose. Le carbonate de chaux est un réactif pour l'alun, avec lequel il forme un précipité; et les *sulfates métalliques* sont précipités par les hydrocyanates alkalins. L'hydrosulfure de strontiane, qui précipite tous les autres sels, est un

bon réactif pour le sulfate de magnésie ; mais il est nécessaire d'écarter au préalable tout excès d'acide qui pourrait se trouver dans les eaux. Pour reconnaître l'*hydrochlorate de potasse* ou *de soude*, on doit d'abord en séparer les sulfates, s'il en existe, ce qu'on fait par l'alcool et le nitrate de barite. Les *nitrates* et *hydrochlorates terreux* se décomposent par l'acide sulfurique faible, et les *acides nitrique* et *hydrochlorique* se dégagent par la chaleur. L'alcool et l'eau de barite séparent les *sels* qui sont formés d'acide sulfurique, de sorte qu'il ne reste dans l'eau que les nitrates et les hydrochlorates alkalins. On décompose ces derniers par l'acétate d'argent, dont le précipité indique nécessairement la présence de l'*hydrochlorate de potasse* ou de *soude*. Le premier est déliquescent à l'air, et le dernier, efflorescent. On découvre la présence de l'*hydrochlorate d'ammoniaque* en séparant d'abord les sulfates par l'acétate de barite, et en évaporant la solution jusqu'à siccité. La masse sèche ne peut consister qu'en acétates et hydrochlorates alkalins; on la fait dissoudre dans l'alcool, et on laisse la solution pendant 24 heures en repos à une température de 15.55 centigr. Tous les sels, excepté les hydrochlorates alkalins se dissolvent, et le résidu, distillé avec de la chaux vive, fait dégager l'ammoniaque. L'*hydrochlorate de barite*, qui est le seul composé de cette terre qu'on ait trouvé dans les eaux minérales, se découvre par l'acide sulfurique. Pour l'*hydrochlorate de chaux*, on sépare d'abord le sulfate de cette base par l'évaporation; et on ajoute ensuite de l'alcool, et puis du nitrate de barite. La solution filtrée est alors évaporée à siccité; la masse sèche étant dissoute dans l'alcool et de nouveau évaporée à siccité, on en dissout le résidu dans de l'eau. Si on obtient ensuite un précipité par le nitrate d'argent, les acides oxalique ou sulfurique, on peut s'attendre à trouver de l'hydrochlorate de chaux dans l'eau; et si, par l'addition du carbonate de chaux à une portion de la solution, l'alumine en est précipité, il peut se trouver de l'hydrochlorate de cette base et non de l'hydrochlorate ou du nitrate de magnésie. L'ammo-

niaque pure précipite la magnésie de ses combinaisons avec les acides nitrique ou hydrochlorique; mais si cette terre ne paraît pas, l'acide hydrochlorique trouvé doit avoir été combiné avec la chaux. L'*hydrochlorate de magnésie* peut se découvrir en décomposant les sulfates par le nitrate de barite; on filtre la solution, on l'évapore à siccité, et on dissout le résidu dans l'alcool; on évapore cette dernière solution encore à siccité, et on dissout la masse restante dans l'eau. Cette solution ne peut contenir que les nitrates de chaux et de magnésie, et les hydrochlorates de chaux et d'alumine. Le carbonate de chaux précipite l'alumine; l'ammoniaque pure précipite la magnésie, et l'acide hydrochlorique est décélé par le nitrate d'argent. Pour découvrir si l'acide hydrochlorique est uni à la magnésie, on traite une autre partie de la solution par l'acide sulfurique et l'alcool; si aucune alumine ne s'y trouve, et qu'il n'apparaisse point de précipité, la magnésie sera la seule terre contenue dans la solution. On montre la présence des hydrochlorates d'alumine et de fer, en saturant d'abord les carbonates alkalins, s'il en existe dans l'eau, et en décomposant les sulfates par le nitrate de barite: l'addition du carbonate de chaux à une portion de l'eau filtrée, les précipite tous les deux, ainsi que celui de magnésie. Les *nitrates de potasse* et de *soude* se découvrent en précipitant les sulfates par l'acétate de barite et les hydrochlorates par l'acétate d'argent; on évapore ensuite la solution à siccité, et le résidu dissout dans l'alcool, les nitrates alkalins et une partie de l'acétate de chaux restent insolubles; on les sépare, on les lave à l'alcool, et on les redissout dans l'eau. Le nitrate de chaux se décompose par le carbonate de magnésie, et le nitrate de magnésie ainsi formé se sépare en évaporant à siccité et en ajoutant de l'alcool à la masse sèche: ce nitrate se dissout, tandis que les nitrates alkalins restent inattaqués. Pour découvrir le *nitrate de chaux*, on évapore fortement l'eau, pour en faire déposer le sulfate de chaux s'il en existe, et on ajoute de l'alcool pour en séparer les autres sulfates. On filtre, on dégage l'alcool par la chaleur,

et on ajoute de l'acide oxalique qui précipitera la chaux. Les hydrochlorates étant décomposés par l'acétate d'argent, la solution filtrée, et évaporée à siccité, enfin la masse sèche dissoute dans l'alcool, on évapore cette dernière solution; on fait redissoudre le résidu dans de l'eau, et on précipite le nitrate de chaux, si la solution ne contient pas d'acide sulfurique. Le *nitrate de magnésie* s'obtient en séparant d'abord les sulfates et les hydrochlorates; on filtre la solution; on l'évapore à siccité, et on dissout le résidu dans l'alcool: cette solution étant de nouveau évaporée à siccité, et le résidu en étant dissous dans l'eau, on ajoute de la potasse pure qui en précipite les acétates terreux et le nitrate de magnésie. On filtre alors la solution, on l'évapore à siccité, et on en traite le résidu par l'alcool, pour dissoudre les acétates alkalins. Le nitrate de magnésie, s'il en existe dans l'eau, restera insoluble.

La liste suivante montrera les substances salines qui paraissent incompatibles les unes avec les autres, c'est-à-dire, qui ne peuvent pas exister ensemble dans les mêmes eaux.

1° Les carbonates alkalins sont incompatibles avec les sulfates terreux ou métalliques, et leurs hydrochlorates ou leurs nitrates; il s'en suivrait une décomposition;

2° L'acide sulfurique est incompatible avec les nitrates, les hydrochlorates ou les carbonates terreux;

3° Les sulfates alkalins sont incompatibles avec les nitrates ou les hydrochlorates terreux;

4° Le sulfate de soude est incompatible avec l'hydrochlorate de potasse;

5° Le sulfate de potasse est incompatible avec le nitrate de soude;

6° Le sulfate d'ammoniaque est incompatible avec les nitrate ou hydrochlorate de potasse;

7° Le sulfate de magnésie est incompatible avec les nitrate ou hydrochlorate de chaux;

8° L'alun est incompatible avec les nitrates de chaux et de magnésie, et avec l'hydrochlorate de magnésie;

9° Le nitrate de chaux est incompatible avec les hydro-

chlorates de potasse, d'ammoniaque, de barite et de magnésie.

10° Le nitrate de magnésie est incompatible avec les hydrochlorates de barite et de potasse.

11° L'hydrochlorate de magnésie est incompatible avec les nitrates de soude ou de chaux.

3. *Méthode pour déterminer les proportions des substances contenues dans les eaux minérales.*

On doit d'abord observer les propriétés physiques de l'eau, particulièrement sa pesanteur spécifique, d'où on peut déterminer la quantité des matières salines. La méthode recommandée par *Kirwan* est de faire la soustraction de 1,000, pesanteur spécifique de l'eau pure, de la pesanteur spécifique de l'eau minérale exprimée en nombres entiers, et ensuite de multiplier le reste par 1.4, qui donne le poids des sels dépourvus de leur eau de cristallisation. Lorsque la pesanteur spécifique d'une solution de sel ordinaire est 1,079, si on en retranche 1000, il reste 79 qui, étant multiplié par 1.4, donne pour produit 1,106, indiquant la quantité de sels contenue dans 1000 parties de la solution. Mais, on peut encore déterminer plus exactement cette quantité, en faisant évaporer à siccité, une quantité donnée d'eau, et en séchant la masse restante : il est nécessaire, pour plus de sûreté, d'évaporer lentement. Ces propriétés une fois reconnues, et la quantité de sels déterminée, il convient ensuite de déterminer la quantité des gaz que l'eau peut contenir. On y parvient en chauffant une quantité déterminée de cette eau dans une cornue, et en recueillant les gaz qui s'en dégagent, sur l'eau ou le mercure, suivant leur nature qu'on découvre par les réactifs ci-dessus décrits et la proportion que l'on calcule par le volume; dans ces procédés, il faut avoir égard à la différence de température et à la pression de l'atmosphère. On estime ensuite la proportion des carbonates; mais si l'eau contient de l'hydrogène sulfuré, ce gaz doit en être séparé par son exposition à l'air ou en la traitant par la litharge. On filtre alors une

quantité de l'eau, que l'on fait bouillir pendant une demi-heure, ce qui la prive de ses carbonates terreux et métalliques, si elle ne contient pas d'hydrogène sulfuré; on la fait ensuite bouillir pendant un quart-d'heure, on l'expose à l'air jusqu'à refroidissement et on la filtre. Les carbonates terreux peuvent être les carbonates de chaux, de magnésie et d'alumine, aussi bien que le carbonate de fer et de sulfate de chaux, qui restent sur le filtre. On traite ce précipité par l'acide hydrochlorique faible, qui dissoudra tous les sels excepté l'alumine et le sulfate de chaux; on soumet le résidu à une chaleur rouge pour en estimer le poids; puis on le fait bouillir dans du carbonate de soude; on sature la soude d'acide hydrochlorique, et après une demi-heure d'ébullition, les carbonates de chaux et d'alumine se précipitent; on fait sécher ce précipité et on le traite par l'acide acétique qui en dissout la chaux et laisse l'alumine. On soustrait le poids de la chaux du poids total, pour en déterminer la proportion. Pour séparer le fer, on ajoute de l'ammoniaque à la solution hydrochlorique, jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de précipité rouge. Si la magnésie se précipite avec le fer, on expose le précipité à l'air et à une température de 93° 33 centigr., on ajoute de l'acide acétique en petites quantités pour dissoudre la magnésie; le fer se trouvant séparé, on le rédissout dans de l'acide hydrochlorique, on le précipite par un carbonate alkalin, on le sèche à une chaleur modérée et on le pèse. On précipite ensuite l'acétate de magnésie dont on estime le poids; la solution hydrochlorique étant dégagée du fer et d'une partie de la magnésie, on ajoute de l'acide sulfurique jusqu'à ce qu'elle cesse de précipiter, puis on fait légèrement chauffer la solution : par ce moyen, le sulfate de chaux se sépare; lorsqu'on l'expose à une chaleur rouge, 100 parties correspondent à 70 de carbonate de chaux. On précipite ensuite la magnésie par le carbonate de soude : mais comme tout le carbonate de magnésie ne se précipite pas par l'ébullition, on évapore presque jusqu'à siccité; le carbonate de magnésie et le sulfate de chaux se déposent. On

ajoute une grande quantité d'eau distillée et bouillante, pour dissoudre le sulfate de chaux et d'autres substances; le carbonate de magnésie qui reste, doit être recueilli et pesé. La quantité de carbonate d'alumine et de sulfate de chaux, après avoir été soumise à une chaleur rouge, doit être estimée par le poids.

La quantité d'*acide sulfurique* se détermine en ajoutant de l'eau de barite jusqu'à saturation et en pesant le précipité après l'avoir exposé à une chaleur rouge. 100 parties de sulfate de barite contiennent 33 parties d'acide sulfurique. La proportion de l'acide hydrochlorique est déterminée de même en ajoutant de l'eau de barite jusqu'à saturation, et puis, en précipitant la barite par l'acide sulfurique; 100 parties de barite prennent 31.8 d'acide hydrochlorique réel. Par un autre procédé, cet acide est précipité par le nitrate d'argent; le précipité séché indique 25.2 d'acide sur 100. L'acide boracique se précipite par l'acétate de plomb, et le précipité mis en digestion dans de l'acide sulfurique à 93.33 centigr. pendant une heure, on évapore la solution à siccité, on dissout la masse sèche dans 10 ou 12 fois son poids d'alcool, et on distille; l'acide boracique reste dans la cornue.

La proportion des *carbonates alkalins* d'une eau minérale est estimée en les saturant d'acide sulfurique et en marquant le poids de l'acide employé : pour la saturation de 120 parties de potasse ou 80 parties de soude, il est nécessaire d'ajouter 100 parties d'acide sulfurique réel.

Les *sulfates alkalins* sont précipités par le nitrate de barite; 170 parties de sulfate de barite, chauffées au rouge, indiquent 100 parties de sulfate de soude sec; et 137 parties de sulfate de barite correspondent à 100 parties de sulfate de potasse sec.

Pour déterminer la proportion du *sulfate de chaux*, on évapore jusqu'à forte réduction, et on ajoute un peu d'alcool qui précipite le sulfate que l'on pèse. La proportion de l'alun est déterminée en évaporant une quantité de l'eau jusqu'à réduction de moitié, et en précipitant par le carbonate

de chaux. L'acide acétique qu'on ajoute enlève l'excès de la chaux; on chauffe au rouge pendant une demi-heure l'alumine libre; 12 parties correspondent à 100 d'alun cristallisé, ou près de 49 de ce sel sec. Quand l'eau est dégagée des autres sulfates, on estime le sulfate de magnésie en précipitant l'acide par un sel de barite, dont 100 parties de sulfate de barite indiquent 52 de sulfate de magnésie; mais si l'eau contient du sulfate de chaux sans aucun autre sulfate, on le décompose par le carbonate de magnésie, et le précipité pesé, détermine la quantité de sulfate de chaux; tout l'acide sulfurique est précipité par la barite, et ainsi, sa quantité peut en être estimée; puis, en faisant la soustraction de la quantité de l'acide sulfurique du sulfate de chaux, la partie restante indique celle qui est combinée avec la magnésie.

S'il existe du *sulfate de soude* dans l'eau, aucun des nitrates ou des hydrochlorates ne peut exister avec lui; et si on ne découvre pas d'autre sulfate terreux, on en précipite la magnésie par la soude, que l'on sèche et qu'on pèse; 33 parties indiquent 100 parties de sulfate de magnésie sèche. Mais si le sulfate de chaux accompagne les deux sulfates, le précipité, qui consiste en chaux et en magnésie, étant dissous dans l'acide sulfurique, on évapore ensuite à siccité, et on dissout dans deux fois son poids d'eau froide; le sulfate de magnésie se trouve dans la solution, et le sulfate de chaux reste insoluble. On évapore à siccité le sulfate de magnésie; on l'expose à la température de 210° centigr., et on pèse. Si l'eau contient de l'alun, au lieu de sulfate de chaux, on suit un procédé semblable; mais le précipité étant sec, on le traite d'abord par l'acide acétique pour en dissoudre la magnésie, tandis que l'alumine reste. Le sulfate de fer est séparé en exposant l'eau pendant quelques jours à l'air, et puis ajoutant l'alumine. Le fer se précipite en oxide, et le sulfate d'alumine insoluble se précipite. Le fer et l'alumine étant ainsi préalablement saturés, la proportion du sulfate de magnésie peut être estimée comme il est dit ci-dessus.

On estime la proportion du *sulfate de fer* en pesant le

précipité formé par l'hydrocyanate de potasse, dont le fer, comme partie constituante de ce dernier réactif, est parfaitement connu. On y parvient en calcinant une partie d'hydrocyanate de potasse au rouge; on lave le résidu pour enlever la pôtasse, et on pèse le fer restant, dont il faut tenir compte dans l'expérience que l'on fait pour déterminer la proportion du sulfate de fer de l'eau minérale; mais s'il se trouve de l'hydrochlorate de fer dans l'eau, ce qui arrive rarement, on l'évapore à siccité; on ajoute de l'alcool au résidu, qui dissout l'hydrochlorate, et laisse le sulfate insoluble. Les hydrochlorates de potasse et de soude, quand il n'existe pas d'autres sels dans la solution, sont estimés en précipitant par le nitrate d'argent; 217.65 parties de chlorure d'argent marquent 100 d'hydrochlorate de potasse, et 235 marquent 100 d'hydrochlorate de soude. Si l'eau contient d'autres carbonates alkalins, on les sépare préalablement en saturant avec de l'acide sulfurique, et on précipite ensuite l'acide hydrochlorique par le nitrate d'argent. L'hydrochlorate d'ammoniaque est décomposé par l'eau de barite; l'ammoniaque est dégagée par l'ébullition, et la barite est précipitée par l'acide sulfurique, tandis que l'acide hydrochlorique est saturé par la soude, et que le sulfate de barite indique la quantité d'hydrochlorate d'ammoniaque, dont 45.5 parties marquent 100 parties de sulfate de barite. Si le sel ordinaire est accompagné des hydrochlorates de chaux, de magnésie, d'alumine ou de fer, on les précipite par l'eau de barite, et chacune de ces terres, étant lavée, doit être redissoute dans l'acide hydrochlorique. Si on ne trouve qu'un seul de ces sels, on en sature l'excès d'acide par une quantité connue de la même terre, et on évapore la solution à siccité. On déduit le poids de l'hydrochlorate formé. Ainsi 50 parties de chaux dénotent 100 de chlorure de calcium chauffé au rouge; 31 parties de magnésie marquent 100 d'hydrochlorate de magnésie, et 21.8 parties d'alumine indiquent 100 parties d'hydrochlorate de cette terre. La barite se précipite par l'acide sulfurique, et l'acide hydrochlorique se dé-

gage par la chaleur. L'hydrochlorate de soude peut alors être estimé par l'évaporation; mais il en faut déduire la proportion du sel ordinaire, que dénote la quantité connue d'acide hydrochlorique séparé des terres.

Quand des sulfates et des hydrochlorates s'accompagnent mutuellement, on précipite les sulfates par l'alcool, et en évaporant le tout à siccité. Les hydrochlorates terreux peuvent alors être dissous dans l'alcool; le sulfate de chaux qui accompagne les hydrochlorates alkalins et terreux, est décomposé par l'hydrochlorate de barite; le précipité de sulfate de barite indique la proportion du sulfate de chaux. Quand les muriates de soude, de magnésie et d'alumine accompagnent le sulfate de chaux et de magnésie, on divise l'eau à examiner en deux parties; à l'une d'elles, on ajoute du carbonate de magnésie pour précipiter toute la chaux et l'alumine; et en précipitant l'acide sulfurique par l'hydrochlorate de barite, la quantité contenue dans les sulfates de magnésie et de chaux se trouve déterminée; et, en déduisant cette dernière portion, la proportion de sulfate de magnésie se trouve connue. L'eau de chaux précipite toute la magnésie et l'alumine de la deuxième portion de l'eau; la quantité de ces terres indique la proportion d'hydrochlorate de magnésie et d'alumine, en déduisant cette portion de magnésie qui paraissait à l'état de sulfate dans la première portion d'eau. On précipite ensuite l'acide sulfurique par l'eau de barite, la chaux par l'acide carbonique, et on retire le sel ordinaire par l'évaporation à siccité.

Le nitrate de potasse peut exister dans l'eau avec tous les sulfates et les hydrochlorates, qui ne sont pas incompatibles les uns avec les autres. Après une évaporation suffisante, on précipite les sulfates par l'acétate de barite, et les hydrochlorates par l'acétate d'argent. On filtre et on évapore à siccité la solution; on traite le résidu par l'alcool, qui en dissout les acétates. On peut estimer la quantité de nitrate de potasse restante; mais, s'il se trouve de la soude dans l'eau, on doit la saturer préalablement d'acide sulfurique. Si le sel ordi-

naire, le nitrate de chaux et les hydrochlorates de chaux et de magnésie se trouvent en solution avec le nitre, il faut évaporer l'eau à siccité, et ajouter de l'alcool pour dissoudre les sels terreux. Le résidu sec étant dissous dans l'eau, on sépare le nitre et le sel commun par l'acétate d'argent. On évapore ensuite la solution à siccité, et on dissout le résidu dans l'eau. Le poids de l'hydrochlorate de magnésie est déterminé en précipitant par l'acide sulfurique; 35 parties de chaux dénotent 100 parties de nitrate de chaux sec.

Ceux qui désirent s'instruire des méthodes analytiques des eaux minérales, peuvent consulter avec avantage l'Essai sur les eaux minérales, par Kirwan.

CHAPITRE III.

DES SUBSTANCES MINÉRALES.

Les substances que nous avons considérées dans la partie précédente entrent dans la composition des minéraux, qu'on a rangés en *terres* et *pierres*, en sels, en combustibles et en mines métalliques (1). La classification et la description de

(1) L'emploi du *chalumeau* peut s'appliquer d'une manière aussi utile qu'agréable, dans l'analyse d'un grand nombre de substances minérales. Voici quelques moyens pratiques que beaucoup de minéralogistes seront charmés d'apprendre.

On choisit des tubes d'émail très-minces, ayant 4 lignes de diamètre, et l'on se procure un chalumeau ordinaire de cuivre; on pulvérise une petite quantité du métal, de la mine ou du sel à soumettre, et on la mêle avec 6 ou 8 parties de *sel de phosphore*, dont on fait ensuite une pâte au moyen de quelques atomes d'eau. Ceci fait, avec une pointe métallique, on pose une partie de la pâte sur l'extrémité du tube, et on soumet légèrement cette partie touchée à la flamme d'une bougie,

ces corps, appartiennent à la minéralogie; mais dans leur examen, et dans le dessein d'en découvrir la composition, il faut d'abord déterminer la classe à laquelle appartiennent les substances soumises à l'analyse.

Terres et pierres. — Si une substance minérale inconnue est inodore, insoluble dans l'eau, ayant une pesanteur spécifique moindre que 5, et qui reste à peu près inaltérable sur les charbons ardens, on peut conclure qu'elle appartient à la première classe. Cette classe se subdivise en genres qui prennent le nom de la terre qui domine. Quelques minéraux se trouvent bien placés dans un genre particulier, quand ils contiennent une très-petite proportion de la terre qui les caractérise; mais en pareil cas, ils possèdent d'autres propriétés analogues.

Sels. — Quand on croit qu'un minéral contient une grande proportion de matière saline, on en met une quantité déterminée en poudre dans une bouteille avec 30 ou 40 fois son

---

afin d'échauffer le tube et d'éviter que l'action du chalumeau ne le fasse éclater. Après cette espèce d'épreuve, on soumet la même partie du tube au dard du chalumeau, qu'on appelle *feu d'oxidation.* Une demi-minute suffit pour toute l'opération; c'est ainsi que l'hydrochloro-nitrate de platine argentera le tube d'émail; le nitrate d'argent lui communiquera une couleur jaune; le chromate de fer, une couleur verte; l'oxide au *maximum* de manganèse, une couleur amétiste; la mine de cobalt, un bleu superbe, etc., etc.

Il serait difficile de trouver un procédé plus économique et plus expéditif pour les essais de couleurs nécessaires aux peintres sur porcelaine et sur émaux.

Pour compléter les renseignemens que j'ai à donner à cet égard, je dois ajouter que le *sel de phosphore,* dont il est fait mention ci-dessus, est un composé de 100 de phosphate de soude; 1.6 d'hydrochlorate d'ammoniaque, et 1.16 d'acide phosphorique. Ce dernier n'est souvent que le résidu que laisse la solution des os calcinés et traités par l'acide sulfurique, et évaporés à siccité. On pulvérise ces substances, et on en fait un mélange intime, qui suffit dans tous les cas.

(*Note du Traducteur.*)

poids d'eau; on agite, et on élève la température de 48° à 54° centig. Ayant laissé en repos pendant quelques heures, on passe la solution dans un papier à filtre dont on connaît le poids. Quand l'eau est passée, on fait sécher la poudre contenue dans le filtre à la température de 100° centigr., et on pèse. Si le poids est diminué de beaucoup, on peut en conclure que le minéral contient quelques matières solubles, dont la pesanteur est déterminée par la perte qu'on a trouvée, et par conséquent il appartient alors à la classe des sels. La sous-division de cette classe de minéraux en genres, dépend de l'acide qui entre dans leur composition.

Combustibles. — Les propriétés caractéristiques des minéraux inflammables qui constituent cette troisième classe, dépendent de la réduction considérable qu'ils éprouvent quand on les place sur les charbons ardens, ou par les détonations qu'ils produisent quand on les mêle avec du nitre en poudre, et qu'on en projette le mélange dans un creuset rouge. Cette classe se divise en quatre genres, savoir : le diamant, le soufre, les bitumes, qui comprennent différentes espèces de charbons, et la graphite ou mine de plomb, composée de carbone et de fer.

Mines métalliques. — Les corps qui appartiennent à cette classe, se distinguent généralement par leur pesanteur spécifique; tous les minéraux dont le poids excède cinq fois celui de l'eau peuvent être rangés dans cette classe. Chacun des métaux forme un genre distinct; la diversité de composition est la distinction des espèces et des variétés.

Analyse des terres.

Comme, d'après l'opinion reçue, la fertilité des terres dépend de la connaissance de la nature et des proportions des parties constituantes, l'analyse en devient un sujet de très-grande importance. Cette étude a été faite par M. Kirwan et sir H. Davy. C'est de l'ouvrage de ce dernier que nous al-

lons donner une idée abrégée des méthodes employées (1).

Les instrumens nécessaires à ces analyses ne sont ni nombreux, ni d'un prix exhorbitant. Une paire de balances et une série de poids, pour peser les grains; un tamis de fil de fer, une lampe; quelques bouteilles de verre, des creusets de hesse, des évaporatoires de porcelaine, un mortier, des filtres de papier, un couteau d'os, et un appareil pour recueillir et mesurer les gaz.

Les réactifs chimiques, nécessaires pour séparer les parties constituantes des sels sont, de l'acide hydrochlorique (esprit de sel), de l'acide sulfurique (huile de vitriol), de l'ammoniaque liquide, une solution de carbonate d'ammoniaque, une solution d'hydrocyanate de potasse (prussiate), une d'hydrochlorate d'ammoniaque (sel ammoniac), une de carbonate neutre de potasse, une de nitrate d'ammoniaque, et de la lessive de savon (2).

---

(1) Je dois observer que M. Millar attribue ici à H. Davy la méthode qu'il donne de l'analyse des terres. Tout étudiant qui a fréquenté les cours du Jardin des Plantes avec quelque fruit, doit savoir que ce mode d'analyse appartient à M. le chevalier André Thouin, qui l'a enseigné il y a plus de trente ans. Je connaissais cette manière d'analyser, six ans avant la publication de la Chimie appliquée à l'agriculture; et je pense même que cette méthode a été publiée dans les Annales de chimie. Il est donc à croire que ce n'est que par omission que le traducteur de l'ouvrage de H. Davy a oublié de rendre justice au philosophe le plus modeste dont nous ayons suivi les leçons.

(*Note du Traducteur.*)

(2) Le grand nombre de généralités qu'on rencontre dans les analyses au chalumeau des différentes mines, et qui sont indiquées dans l'ouvrage de M. Berzelius, m'a fait penser que l'on pouvait arriver à une détermination plus complète, à certains égards. Ainsi, par exemple, dans l'analyse des oxides de fer, de plomb, etc., par le sel de phosphore, où l'on obtient des *perles* transparentes et incolores, sans indication précise de la nature du métal, il suffira alors de dissoudre ces perles dans de l'acide nitrique très-étendu, et de traiter la dissolution

Quand il est nécessaire de déterminer la nature générale d'un sol, on en prend une partie dans différens endroits du champ, jusqu'à la profondeur de 2 ou 3 pouces; et, si l'examen ne doit pas se faire de suite, on conserve les échantillons dans des fioles entièrement remplies et bien bouchées : il est nécessaire de prendre les échantillons pendant un tems sec ou exposés à l'atmosphère, jusqu'à ce qu'ils paraissent secs au toucher. On en reconnaît la pesanteur spécifique, en remplissant de moitié une fiole d'eau et de la terre à examiner; la différence entre les poids du sol et celui de l'eau donne le résultat; ainsi, si la bouteille contient 400 grains d'eau et gagne 200 grains quand elle est remplie de moitié eau et moitié terre, la pesanteur spécifique de cette dernière est 2, ou deux fois le poids de l'eau.

Avant de procéder à l'analyse, il est bon de connaître quelques autres propriétés du sol, puisqu'ils indiquent en quelque sorte leur composition et servent de guide dans les expériences. Ainsi, les terres siliceuses sont généralement dures au toucher, et raient le verre quand on le frotte sur sa surface; les sols alumineux ou argileux produisent une odeur terreuse quand on respire de près, et adhèrent fortement à la langue; et les sols calcaires qui sont moins adhérens que les sols argileux, sont cependant doux au toucher.

Les sols, même après une longue exposition à l'air, retiennent beaucoup d'humidité, qu'on ne parvient à chasser que par une forte chaleur. Il faut donc que la quantité donnée de terre soit dégagée autant que possible de l'eau qu'elle contient, sans produire de changemens dans sa composition. On

---

par les réactifs. La perle que l'on obtient avec quelques atomes de chromate de fer, et le sel de phosphore, m'a souvent paru d'un vert à confondre avec celui de la perle de cuivre; couleur due sans doute aux proportions de la mine. Pour obtenir une analyse complète, il suffira alors de dissoudre la perle dans de l'acide nitrique faible, de précipiter le fer par le sous-carbonate de potasse, et de traiter le chromate de potasse restant par l'acétate de plomb. (*Note du Traducteur.*)

y parvient en la chauffant au-dessus d'une lampe dans une capsule de porcelaine, à la température de 154.44 centigr. On estime ce degré de chaleur sans thermomètre, en appliquant un morceau de bois sous le fond de la capsule, et en le tenant en contact; aussi long-tems que la couleur ne s'altère point, la chaleur n'est pas trop grande; mais quand le bois se charbonne, il faut arrêter l'expérience. On observe la perte qui s'effectue, et si elle est comme 40 à 5, on peut considérer le sol comme très-absorbant, et composé de beaucoup d'argile. Si la perte n'est estimée que de 2 à 1, alors on peut augurer que la silice y domine.

Comme la gravelle et les fibres végétales qui sont mêlées dans le sol, attirent et retiennent souvent l'humidité, on ne doit pas les séparer avant que la quantité d'eau du sol ne soit connue. Après avoir dégagé l'humidité, on soumet la portion du sol au mortier et au tamis. On marque à part les poids des fibres ou du bois, de la gravelle et des pierres. Si ces échantillons sont calcaires, ils feront effervescence avec les acides; s'ils sont siliceux, ils seront assez durs pour rayer le verre, et s'ils appartiennent à la classe alumineuse des pierres, ils refuseront de faire effervescence avec les acides, mais seront rayés par un canif.

La plupart des terrains, indépendamment de la gravelle et des pierres, contiennent du sable, qu'il est nécessaire de séparer des autres matières; on obtient ce résultat en agitant une partie du sol dans de l'eau; le gros sable se sépare après une minute de repos et le plus fin après, tandis que la matière animale ou végétale divisée à l'infini, reste plus long-tems suspendue dans le liquide; de sorte que, par la décantation, le sable sera entièrement séparé des autres substances, que l'on verse ensuite sur un filtre pour le peser. Les différentes quantités de sable sont également pesées; et comme l'eau peut contenir des matières salines, on la conserve. Par ces procédés, le sol se trouve divisé en deux parties, le sable, et la matière divisée infiniment. Il est rare de devoir analyser le sable, qui est toujours siliceux ou calcaire, ou bien un mé-

lange des deux. Si le sable est de cette dernière nature, il se dissoudra dans l'acide hydrochlorique avec effervescence; mais s'il est en partie composé de matière siliceuse, on en détermine les quantités respectives en pesant le résidu après l'action de l'acide; on le lave et on le soumet ensuite à une forte chaleur dans un creuset. La matière infiniment divisée du terrain est souvent d'une nature très-composée. Outre la matière animale et végétale, elle contient encore les quatre terres primitives. On la soumet d'abord à l'action de l'acide hydrochlorique faible, qu'on introduit dans un évaporatoire contenant une quantité double du terrain; après avoir agité souvent, on laisse le mélange en repos pendant une heure ou deux. L'acide enlève les carbonates de chaux et de magnésie, plus une petite quantité d'oxide de fer, mais rarement l'alumine. On passe au filtre et on lave le résidu à l'eau de pluie; on le fait sécher à une chaleur modérée, et on le pèse : la perte dénotera la quantité de matière dissoute. On ajoute les lavages à la solution, qu'on essaie par l'hydrocyanate de potasse (prussiate) : le précipité bleu qui se formera, indiquera la présence de l'oxide de fer; on recueille tout le précipité, on l'expose à la chaleur, et de son poids on retranche le poids connu du fer qui existait dans l'hydrocyanate de potasse employé; ce qui donnera le poids de l'oxide de fer de la solution. Le liquide étant dégagé du fer qu'il contenait, on ajoute du carbonate de potasse en excès. Le précipité de carbonate de chaux qu'on recueille sur le filtre, doit être séché au rouge brun. Le liquide restant étant mis en ébullition pendant un quart-d'heure, le carbonate qui s'y trouve, se précipite : s'il se trouve quelque alumine de dissoute par l'acide, elle sera dans le précipité du carbonate de chaux; on l'en sépare par une dissolution de savon dans laquelle elle se dissout. Si la partie infiniment divisée du sol produit une forte effervescence avec les acides, on peut déterminer la quantité de carbonate de chaux qui s'y trouve en observant la quantité d'acide carbonique qui s'en dégage, soit en poids, soit par mesure; car le carbonate de chaux dans tous ses états, con-

tient près de 45 sur 100 d'acide carbonique. Dans ce procédé, on employe la diminution du poids; on pèse séparément deux parties d'acide et une de la matière, que l'on mêle lentement jusqu'à ce que l'effervescence cesse : la différence entre leur poids avant et après l'expérience indique la quantité d'acide carbonique dégagé.

Après l'action de l'acide hydrochlorique, il convient de déterminer la quantité de matière animale et végétale très-divisée. On y parvient en la chauffant dans un creuset; on remue avec une tige de fer, pour exposer les surfaces à l'air, et on la retire quand elle a perdu sa couleur noire. La diminution du poids indique la quantité détruite par le feu. Il est impossible de déterminer si la substance est toute animale ou végétale, ou un composé des deux; mais l'odeur décélera la matière animale, tandis qu'une flamme bleue pendant l'ignition indiquera un excès de matières végétales. Les particules de matière terreuse qui se combinent d'ordinaire avec le fer, restent après la décomposition des matières végétales et animales. Pour les séparer, on fait bouillir la masse solide pendant 2 ou 3 heures dans de l'acide sulfurique faible : 10 parties exigeant 12 parties d'acide. Toute substance qui reste après l'action de l'acide, peut être considérée comme siliceuse, dont on tient compte après le lavage ordinaire.

L'acide sulfurique dissout l'alumine et l'oxide de fer; et le carbonate d'ammoniaque, ajouté à excès, précipite l'alumine et laisse l'oxide de fer dans sa solution, dont on le sépare ensuite par l'ébullition. Il arrive rarement que la magnésie et la chaux échappent à l'action de l'acide hydrochlorique; mais dans ce cas, on les trouvera en combinaison avec l'acide sulfurique. La méthode d'analyse pour l'acide sulfurique est assez précise, pour des expériences ordinaires; mais quand on veut plus d'exactitude, on emploie du carbonate de potasse sec; le résidu de l'incinération étant chauffé au rouge pendant une demi-heure, avec 4 fois son poids de ce carbonate, dans un creuset d'argent, on le dissout ensuite dans l'acide hydrochlorique; la solution étant évaporée presqu'à siccité, une addi-

tion d'eau dissout l'oxide de fer et les terres, excepté la silice, à l'état d'hydrochlorates. La silice, après le lavage ordinaire, doit être chauffée au rouge, et les autres substances sont séparées de la même manière que dans les solutions sulfurique ou hydrochlorique.

La matière saline ou soluble, végétale ou animale, que l'on pourrait supposer exister dans le sol, se trouvera dans l'eau de lavage qu'on emploie pour la séparation du sable. Cette eau étant évaporée à siccité, à une température moindre que 100 centigr., on peut considérer la masse solide qu'on obtient comme un extrait végétal, quand la couleur en est brune et qu'elle est en même tems inflammable. Si l'odeur en est forte et fétide quand on la chauffe, elle contient des matières animales, mucilagineuses ou gélatineuses; mais si la masse est blanche et transparente, on peut la considérer comme matière saline. Les nitrates de potasse ou de chaux se montrent par leur détonation sur les charbons ardens. Le sulfate de magnésie par son goût amer; et le sulfate de potasse précipite l'hydrochlorate de barite, mais il n'a aucun effet sur le carbonate d'ammoniaque. Quand on présume que le sol contient du sulfate ou du phosphate de chaux, on en fait chauffer un poids connu avec un tiers de poussier de charbon, dans un creuset, qu'on tient au rouge pendant une demi-heure; on fait bouillir la masse dans une quantité d'eau pendant un quart-d'heure, et on expose la solution filtrée pendant quelques jours à l'air. S'il existait du sulfate de chaux dans le terrain, il se formera un précipité blanc dont on s'assurera du poids. On sépare ensuite le phosphate de chaux s'il en existe, en faisant digérer la masse dans de l'acide hydrochlorique en quantité plus que suffisante pour saturer les terres solubles; quand la solution est évaporée, et qu'on verse de l'eau sur la masse solide, les hydrochlorates des terres se dissolvent et le phosphate de chaux reste.

Ayant complété l'examen du sol, on range les produits dans l'ordre des expériences qui les ont obtenus; le poids total étant comparé au poids primitif, l'analyse pourra être

considérée comme passable, si la différence des deux n'est pas trop considérable; il est nécessaire d'observer que si l'on découvre du phosphate ou du sulfate de chaux dans le dernier procédé décrit, il faut faire une correction pour le procédé général, par la soustraction d'une somme égale à leur poids, de la quantité de carbonate de chaux obtenu de la précipitation de l'acide hydrochlorique.

CHAPITRE IV.

DES VÉGÉTAUX.

Les corps ont été divisés en organiques et inorganiques; c'est à cette dernière classe qu'appartiennent les substances décrites dans les chapitres précédens; la première classe comprenant les végétaux et les animaux. Il existe beaucoup de différence dans le mode de formation, la croissance et l'augmentation des individus de ces deux classes, d'où l'on peut tirer les caractères pour les distinguer. Dans les substances inorganiques, la croissance a lieu par l'agrégation des particules de matière déja préparée. Mais les substances qui composent les végétaux ou les animaux, sont reçues dans des tubes ou vaisseaux qui les distribuent dans toutes les parties, qui éprouvent plusieurs changemens et prennent des formes nouvelles dont aucune ne peut être déterminée d'avance par des procédés chimiques ou mécaniques. Les lois qui gouvernent les opérations animales ou végétales paraissent être entièrement différentes de celles établies par l'action chimique: de là, l'existence et l'influence d'un principe différent qui résulte de cette diversité d'actions, que l'on appelle *principe vital.* C'est par l'influence de ce principe que se développent les phénomènes variés et compliques des animaux et des végétaux.

Les substances organisées sont susceptibles d'une division naturelle en végétaux et animaux. Les corps compris dans chacune de ces divisions, quoique possédant des caractères communs, sont cependant suffisamment caractérisés par leur forme, leur faculté locomotrice, les parties constituantes et leurs habitudes particulières.

Les végétaux se distinguent par une racine, une tige, des feuilles, des fruits et des graines : quand ces différentes parties sont entièrement développées, on dit qu'ils sont parfaits ; quand quelques-unes manquent, alors on les dit imparfaits.

La racine, cachée dans la terre, conduit la nourriture dans toute la plante, et la tige supporte toutes les autres parties : quand elle est solide, on l'appelle tronc; elle se divise alors en bois et en écorce. Celle-ci, composée de trois couches, l'épiderme, le parenchyme et les lames corticales, forme l'enveloppe extérieure de toute la plante. Le bois consiste en couches concentriques, qui augmentent avec l'âge; il est divisé en *aubier,* qui est plus blanc et moins solide, et le bois parfait, qui est plus dur et plus brun. La moëlle qui occupe le milieu de la tige, est une substance spongieuse, composée de cellules ; elle disparaît dans les vieux individus. Les feuilles consistent en deux couches de fibres, arrangées en forme de filets, et partant de la tige ou des pétioles qui les attachent aux branches. Enfin les fleurs, qui sont composées d'un calice, d'une corolle, d'étamines, de pistils, d'ovaires et de quelques autres parties, sont destinées à la formation et la maturation des graines. Les vaisseaux des plantes sont de différentes espèces ; les vaisseaux lymphatiques servent à la circulation de la sève, et sont placés principalement dans la partie ligneuse de la plante ; d'autres vaisseaux, moins nombreux, contiennent des fluides colorés; ils sont placés dans la partie corticale. Quelques-uns sont entre l'épiderme et l'écorce, d'autres forment des cercles ovales dans l'intérieur de l'écorce, et d'autres enfin sont placés dans l'aubier et même dans le bois parfait. Les trachées constituent une autre espèce de vaisseaux dans les plantes ; on les trouve dans les végétaux succulens; on peut les tirer en

longueur assez grande sans les rompre; ces vaisseaux spiraux sont nombreux dans toutes les plantes, particulièrement sous l'écorce, où ils forment une espèce d'anneaux, qui sont disposés en bouquets dans les arbres et les arbrisseaux; on les trouve aussi dans les tiges de plantes herbacées.

SECTION I.

DES FONCTIONS DES PLANTES.

La physiologie végétale explique les procédés de la végétation, depuis la germination jusqu'à l'époque où l'on recueille les fruits; les changemens qui ont lieu pendant leur croissance, et enfin les fonctions que leurs différentes parties accomplissent.

1. *De la germination.*

Quand les graines parfaites sont placées dans des circonstances favorables, elles produisent des plantes semblables à celles dont elles prennent leur origine. Les circonstances nécessaires, sont la chaleur, l'air et l'humidité. La végétation n'a pas lieu, à moins que la température ne soit au-dessus de 0; et elle est également nulle quand l'air manque absolument, quelle que soit d'ailleurs la température. L'humidité est également essentielle, mais elle doit être réglée, car l'excès pèche autant que la privation. La végétation n'est alors qu'imparfaite, ou elle s'interrompt tout-à-fait; de là les avantages qui résultent de la préparation des terrains, qui conservent un degré propre d'humidité. La graine est composée de trois parties qu'on nomme les *cotylédones* ou *lobes*, la *plumule* et la *radicule*. Quand elle est placée dans les circonstances favorables à la germination, le premier changement qui s'opère est l'augmentation de volume, provenant de l'absorption de l'humidité; la radicule se forme, et pousse vers le centre de la terre; la plumule pousse à l'extérieur pour se développer en branches et en feuilles. La racine est chargée de

la fonction particulière de conduire la nourriture qu'elle absorbe de la terre. — On se demande encore par quel moyen la racine se forme elle-même.

Comme il est observé qu'aucune graine ne se développe sans air, le premier changement qui a lieu dans la graine, est la combinaison de l'oxigène de l'atmosphère avec le carbone, et la formation de l'acide carbonique qui se dégage. De cette manière, une partie de carbone étant extraite de la substance farineuse de la graine, le reste est converti en matière sucrée, qui est destinée à la nourriture de la jeune plante, jusqu'à ce que ses parties soient plus développées, et sa construction assez complétée, pour la rendre capable d'absorber elle-même sa nourriture de la terre. Il résulte de là que l'absorption de l'oxigène, le dégagement de l'acide carbonique et la conversion de la matière farineuse en matière sucrée, sont les premiers changemens qui se produisent dans la germination.

2. *Nutrition des plantes.*

Après le développement complet des parties de la plante, les mêmes agens doivent continuer d'agir, et sont nécessaires à sa santé et à sa vigueur futures. On sait parfaitement que les plantes que l'on prive entièrement d'humidité cessent de végéter; de là quelques physiologistes ont cru que l'eau seule constituait la nourriture de la plante; mais il paraît, d'après les expériences faites sur les plantes qu'on élève dans l'eau, que dans cette circonstance, elles sont privées d'une quantité de carbone qui leur appartient quand elles croissent dans les circonstances favorables. Mais l'eau est nécessaire comme dissolvant des matières que l'on considère comme la nourriture propre des végétaux; et comme elle contient une certaine quantité de matière saline, terreuse ou carbonatée, elle contribue à la croissance et au développement des plantes; ce qui a produit la nécessité d'ajouter des substances nutritives aux terres, substances qui consistent en matières animales et végétales. Quelle que soit la nourriture des plantes,

elle est prise par les racines en un état de division extrême, ou en solution dans l'eau, et se conduit dans les vaisseaux de chaque partie de la plante. Le fluide qu'on trouve dans la plante se nomme *sève;* elle est la plus abondante au printems; si alors on fait une incision à l'écorce, elle découle en abondance. Dans le bouleau et l'érable, cet écoulement est très-remarquable, en ce qu'on en fait du sucre et du vin, dans certains pays. On ne saurait douter que ces fluides ne subissent un changement aussitôt qu'ils sont absorbés par la plante. La grande proportion de la sève dans l'orme est composée d'acétate de potasse avec quelque matière végétale et d'une petite portion de carbonate de chaux. Dans une saison plus avancée, la quantité de matière végétale augmente beaucoup, et correspond à la diminution de l'acétate de potasse et du carbonate de chaux. La sève d'autres plantes fut aussi trouvée composée d'acétate de potasse, de chaux, et de macilage sucré, comme dans la bourrache, et d'une quantité d'eau, d'acétate de potasse, de chaux, et d'alumine avec du sucre, et d'extrait végétal, comme dans le bouleau. Dans la sève d'autres plantes, quelques productions végétales furent trouvées, comme dans le hètre, où l'on découvrit aussi l'acide gallique et le tannin. Il paraît, d'après ces expériences, que les fluides absorbés par les végétaux, changent immédiatement par certains procédés, dans l'intérieur de la plante, qui donnent origine à de nouvelles substances, dont on n'avait pu découvrir la présence dans le fluide, avant son entrée dans les vaisseaux de la plante. Ces changemens paraissent être beaucoup plus grands dans les périodes avancées de la vegétation.

3. *Fonctions des feuilles.*

La sève est portée dans toutes les parties des végétaux, et le changement qu'elle subit est plus considérable suivant le tems qu'elle a été absorbée. Comme les plus grands changemens que la sève subit sont effectués dans les feuilles, on

comprend celui-ci parmi les organes les plus essentiels des végétaux; car la sève s'y trouve tout-à-fait changée et convertie en un fluide particulier à la plante. Les feuilles des plantes transpirent pendant le jour une grande quantité d'humidité, et cette proportion est la plus grande de toutes pendant les tems chauds; elle est interrompue pendant la nuit et arrêtée par le froid. Cette transpiration de l'humidité a lieu à la partie supérieure des feuilles, et paraît se produire par des organes particuliers. Pendant le jour, le gaz oxigène se dégage des feuilles, et la quantité déterminée par l'expérience paraît dépendre de la quantité d'acide carbonique qui est absorbé, car si l'eau fournie aux plantes est privée de l'air qu'elle contient, par l'ébullition, il ne se développe point de gaz oxigène; l'eau, qui est impregnée de la plus grande proportion de gaz acide carbonique, lorsqu'elle est absorbée par les plantes, les rend capables de dégager la plus grande quantité d'oxigène. Ce procédé ne s'exécute que le jour, et comme il est plus considérable pendant l'influence solaire, on peut en conclure que la lumière contribue à ces changemens; car lorsqu'on l'exclut entièrement, les plantes ne sont pas susceptibles de verdir, et la proportion de matière carbonatée diminue. Il paraît de là que l'acide carbonique absorbé par les plantes, est décomposé; que sa base, le carbone, se dépose, et que son oxigène se dégage. Comme la lumière est un agent nécessaire à cette décomposition, il est naturel de conclure qu'il y a interruption de ce dégagement, quand la lumière se trouve exclue. Cette décomposition a lieu dans le parenchyme de la feuille, et la quantité d'oxigène dégagée semble correspondre en quelque sorte à l'épaisseur de cette substance.

Il paraît donc qu'une partie des fonctions des feuilles consiste à exsuder une proportion considérable de l'humidité absorbée par les racines, d'absorber le gaz carbonique, de décomposer ce gaz, et, pendant que le carbone en est retenu, de dégager l'oxigène. Pendant la nuit, les feuilles remplissent des fonctions toutes différentes. L'acide carbonique est alors

dégagé; l'humidité et l'oxigène absorbés, non par la partie supérieure, mais bien par la surface inférieure des feuilles, du moins dans beaucoup de plantes. Par ces différentes fonctions, qui s'exécutent dans les feuilles, la sève subit de grands changemens; elle se convertit en un fluide particulier, qui donne naissance, par d'autres procédés, aux substances qui sont déposées dans les différentes parties des plantes. La sève, dont le mouvement se fait de la racine aux branches, éprouve des changemens particuliers dans les feuilles, en raison de ce qu'une partie en est exhalée, et l'autre absorbée; elle se convertit en un fluide particulier, d'où différentes substances, très-variées dans leur nature et leurs caractères, tirent leur origine. Le mouvement de ce fluide particulier est contraire à celui de la sève; il se fait des feuilles aux racines, et quand on fait une incision dans l'écorce, la plus grande quantité exsudera de la partie la plus voisine des feuilles. Ce fluide se distingue par une plus grande consistance et par sa couleur; il est laiteux dans beaucoup de plantes; dans d'autres il est vert ou rouge. Il paraît aussi qu'il contient une plus grande quantité des élémens qui constituent les parties des plantes, c'est-à-dire le carbone, l'hydrogène et l'oxigène.

SECTION II.

DÉCOMPOSITION DES VÉGÉTAUX.

Quand une plante a cessé de végéter, elle subit presque immédiatement de nouveaux changemens; elle se rompt; ses élémens forment de nouvelles combinaisons, et des substances étrangères se montrent, sans qu'elles y aient existé auparavant. Cette décomposition est due en partie à l'affinité qui existe entre les parties constituantes des végétaux, et en partie à l'affinité qui existe entre leurs principes élémentaires et la chaleur, l'air et l'humidité, sans lesquels il ne se produit aucun changement. La plante en vigueur possède la propriété de résister jusqu'à certain point, à l'action des agens extérieurs

aussi bien qu'à l'action chimique des élémens qui la composent. La chaleur, l'air et l'humidité sont nécessaires à la décomposition des végétaux; il se dégage des fluides élastiques et il se forme de nouveaux composés. Quelques plantes se décomposent plus rapidement que d'autres, parce qu'elles possèdent une plus grande proportion des substances qui servent à exciter et accélérer la décomposition, ou une plus grande proportion des parties qui constituent les nouveaux composés. La décomposition instantanée des végétaux est presque toujours accompagnée d'un mouvement intérieur : c'est ce qu'on appelle *fermentation;* comme les changemens sont différens, en raison des gaz qui sont dégagés ou absorbés, et de la nature des produits qui s'obtiennent après la fermentation, il a été nécessaire de diviser cette fermentation en trois classes : la fermentation vineuse, celle qui est acide et la fermentation putride. Le produit de la première est du vin ou de la bière; celui de la seconde est du vinaigre; pendant la dernière, les matières sont encore plus décomposées, et deviennent putrides: mais pendant que ces différentes espèces de fermentations peuvent être considérées comme des modifications du même procédé, comme pouvant en effet passer de l'une à l'autre, elles ne comprennent pas tous les changemens qui ont le caractère de ce procédé, auxquels les matières végétales sont assujetties. On a proposé de distinguer par fermentation sucrée, le changement opéré dans les graines farineuses par la chaleur et l'humidité, comme dans la germination ou procédé pour faire le malt; fermentation colorante, le changement qui fait subir aux végétaux la perte de leur couleur, comme dans la séparation de l'indigo; et fermentation de panification, le changement qui se produit dans la fabrication du pain.

1. *De la fermentation vineuse.*

On l'appelle ainsi parce que le produit en est du vin, dont on obtient l'alcool par la distillation. Toutes les substances

végétales ne sont pas susceptibles de cette opération, et certaines conditions sont nécessaires pour le commencement et le progrès. Comme la matière sucrée est nécessaire dans les substances susceptibles de cette fermentation, cette raison a fait employer les fruits douceâtres, et particulièrement le raisin. Mais le sucre doit être dissous dans l'eau; car pur, il n'est susceptible d'aucun changement. L'eau est donc une des conditions nécessaires à cette fermentation; il paraît que la quantité en est graduée, car son absence interrompt la fermentation, et son excès la fait accélérer et passer en fermentation acide. Le moût, ou le liquide qu'on extrait du raisin, indépendamment du sucre, contient une partie de mucilage, qui contribue aussi à accélérer la fermentation. Une certaine température est nécessaire, car elle ne commence d'ordinaire qu'à celle de 15.55, et elle se fait rapidement à 21.11 centigr. De grandes quantités de moût sont favorables à la fermentation, car, lorsque la matière sucrée est petite, la fermentation vineuse s'établit à peine, et passe de suite à l'acide. Dans des circonstances favorables, la fermentation vineuse commence en raison de la température et de la quantité de liquide employé. Peu d'heures suffisent quelquefois; souvent il ne se produit de changemens qu'au bout de plusieurs jours. Le premier changement est un mouvement intérieur; le liquide s'épaissit; la température augmente; il se dégage de l'acide carbonique; toute la masse augmente de volume, et la surface se couvre d'écumes. Le dégagement d'acide carbonique, qui est considérable, commence avec la fermentation, et continue jusqu'à ce qu'elle soit terminée. Quelques jours après, la fermentation cesse; le liquide devient transparent, et, les matières étant déposées, il acquiert un goût piquant et chaud; il est alors transformé en vin.

Les nouveaux produits montrent évidemment que quelque changement essentiel s'est opéré pendant l'opération, parmi lesquels on remarque la diminution du sucre pendant la fermentation, et sa décomposition entière vers la fin. Le liquide est plus fluide, plus léger, et a le goût vineux. On at-

tribue ces nouvelles propriétés à l'alcool qui existe dans tous les vins. Le sucre, qui paraît être la seule substance décomposée pendant la fermentation, est divisé en deux portions, dont une a été dégagée sous la forme de gaz acide carbonique; et l'autre, contenant une grande proportion d'hydrogène, se trouve dans le liquide sous la forme d'alcool. Une partie d'alcool est aussi dégagée, et celle qui reste dans le liquide est combinée avec les acides du vin et la matière colorante, dont on la sépare par la distillation. Les vins sont différens de couleur, de goût et de force; quelques-unes de ces différences dépendent de l'espèce de raisin et de la nature du sol qui l'a produit; d'autres dépendent aussi de la fabrication. Mais les parties constituantes du vin sont une matière acide, de l'alcool, une matière extractive, de l'huile et une matière colorante; l'acide prédominant des vins est l'acide malique; l'acide citrique a été trouvé dans quelques-uns, et d'autres contiennent un excès de gaz carbonique. La force des vins dépend de l'alcool qu'ils contiennent. La matière extractive des vins diminue avec l'âge; elle se sépare du liquide, et se précipite. L'odeur particulière des vins est due à une huile volatile, dont la quantité est si petite, que les moyens employés jusqu'à ce jour pour la séparer n'ont obtenu aucun succès. La couleur du vin est due à la cosse du grain.

Beaucoup d'autres fruits fournissent des matériaux pour cette fermentation, comme les groseilles dont on fait du vin, les pommes dont on fait le cidre, et les poires dont on obtient le poiré. Ces deux derniers liquides se distinguent du vin en ce qu'ils contiennent plus de matières mucilagineuses. On obtient aussi un liquide fermentescible de la canne à sucre, qui produit le rhum par la distillation.

La bière est préparée par les infusions des graines farineuses fermentées; on emploie différentes espèces de grains à ce sujet; mais en Angleterre, l'orge est la plus commune des céréales dont on se serve. Après l'avoir fait tremper dans

l'eau, on forme des tas où commence la germination; l'oxigène de l'air est absorbé; il y a dégagement de gaz acide carbonique et de chaleur, et la radicule se développe. On arrête alors l'action en faisant sécher doucement, en étendant la graine sur un sol sec; on l'expose ensuite à la chaleur, où elle sèche entièrement, et on la concasse. Le malt ainsi préparé est infusé dans de l'eau, à la température de 71.11 à 76.67 centigr. Après quelques heures, on enlève le liquide, et on ajoute une autre quantité d'eau, et ainsi, jusqu'à ce que toutes les parties solubles du malt soient extraites. Cette infusion contient beaucoup de matière sucrée; elle a une odeur particulière et une couleur brune. On la fait bouillir avec une substance amère, comme le houblon; on la laisse fermenter, ce qui se fait à peu près comme dans le vin. Le produit ainsi obtenu est la bière.

Les parties constituantes de l'infusion sont la matière sucrée, qui lui donne ce goût; une portion d'amidon, quelques matières glutineuses et du mucilage. La température la plus convenable pour la fermentation est de 15.56 centigr.; mais, pour l'accélérer, il est nécessaire d'ajouter une qnantité de levure, ce qui augmente celle de la liqueur. Ce liquide fermenté produit aussi de l'alcool par la distillation. Les liqueurs fermentées contiennent toujours une partie d'alcool, qui leur donne la force qu'elles possèdent. On a long-tems disputé sur la question de savoir si l'alcool obtenu des liqueurs fermentées se trouvait tout formé dans le liquide, ou bien si c'était un produit de la distillation. Les expériences de Brande ont décidé en faveur de la première de ces opinions, et montrent qu'on ne fait que les séparer pendant cette opération. La table suivante montre les résultats de ses expériences. La quantité d'alcool par mesure et la pesanteur spécifique 0.825 obtenue de 100 parties de vin lui ont servi de base.

Lissa	26.00	Hermitage blanc	17.43
Id	24.00	Id. rouge	12.32
Porto, 7 échantillons de 19.00 à	25.83	Allemagne	8.88
		Id	14.37
Madère, 4 échantillons de 19.34 à	24.42	Grave	12.80
		Frontignan	12.79
Andalousie 18.25 à	19.83	Côte-Rôtie	12.32
Clairet, 12.19 à	16.32	Champagne rouge	11.30
Lisbonne	18.94	Id. blanc	12.81
Malaga	17.26	Cap Madère	18.10
Id, gardé depuis 1666	18.00	Constance	19.79
Madère rouge	18.40	Alicante	13.30
Madère Malvoisie	16.40	Tokay	9.88
Marsala	17.26	Vin de raisin sec	25.77
Id	25.50	Id. de Corinthe	20.55
Id	25.87	Id. de groseilles	11.84
Id	26.30	Cidre	9.87
Bourgogne	11.95	Poiré	9.87
Id	14.53		

2. *Fermentation acide.*

Quand le vin ou la bière, produits de la fermentation vineuse, sont exposés à la température de 21.11 à 32.22 centig., ils deviennent jaunâtres; la chaleur augmente; il se produit un nouveau mouvement intérieur, et l'on aperçoit une substance molle flottant dans le liquide. Ce mouvement finit à la fin; les substances se précipitent, et la liqueur devient transparente. Le nouveau produit est du vinaigre ou de l'acide acétique, qui possède d'autres propriétés. Les conditions nécessaires pour cette fermentation sont une élévation considérable de la température, et l'exposition à l'air atmosphérique. Une matière extractive est également nécessaire. La bière ou les vins faibles sont plutôt convertis en vinaigre que lorsque ces liquides sont forts. Mais quand la fermentation est une fois établie dans les liquides forts, le produit est d'une qualité supérieure. En examinant les produits de la fermentation acide, on trouve que tout l'acide malique et l'alcool qui existaient

dans le vin, ont disparu, et que, par leur décomposition, ils ont contribué à former le vinaigre. Une partie de la matière glutineuse se décompose aussi; il s'en dépose quelques atomes, et le reste est en solution dans le vinaigre. Le sucre est aussi nécessaire dans le liquide soumis à cette fermentation, et il paraît que la quantité de vinaigre obtenue est en proportion de la quantité de sucre, pourvu que celui-ci n'excède pas la huitième partie du liquide, car autrement la totalité ne serait pas décomposée pendant la fermentation. On peut faire un bon vinaigre en ajoutant 7 parties d'eau à une de sucre, avec une petite portion de levain (1) pour accélérer la fermentation.

3. *Fermentation putride.*

La dernière décomposition des matières végétales est la fermentation putride. Les effets en sont trés-divers dans différens végétaux. Les parties sont quelquefois entièrement séparées et se résolvent en leurs premiers élémens, par le dégagement de ces substances qui les réunissaient. Souvent aussi, nne nouvelle série d'attractions et de combinaisons s'établit. Il est également des conditions nécessaires pour accéler la putréfaction. La première est l'humidité, car la sécheresse parfaite n'y établit aucun changement : l'accès de l'air et une chaleur modérée sont requises de même. Quand la température est trop élevée, l'humidité est évaporée avant le changement : mais lorsque celle-ci est conservée, alors une température élevée est favorable à la putréfaction. Le premier changement qui s'observe est dans la couleur et la consistance; les formes sont détruites, les fibres se séparent, et les parties molles ou liquides augmentent de volume. Il y a dégagement

---

(1) Quelques rafles de raisin, des groseilles, des cerises ou des morceaux de pommes remplissent la même fonction; la fermentation s'établit avec la production d'une mère, dont on se sert ensuite indéfiniment.

(*Note du Traducteur.*)

de fluides élastiques et souvent une augmentation considérable de chaleur. Les gaz dégagés sont un mélange d'hydrogène carboné, d'acide carbonique et d'azote. Le tems de la fermentation est plus ou moins long suivant la nature et la consistance des matériaux. Parmi les attractions des différentes matières lors de la putréfaction, une partie d'hydrogène se combine avec l'oxigène pour former de l'eau; une autre partie se dégage combinée avec le carbone, et une troisième s'unit avec l'azote de certaines plantes, telle que les crucifères, pour former de l'ammoniaque. C'est à l'hydrogène que la masse restante doit sa couleur et son odeur. Le carbone s'unit en partie avec l'hydrogène dégagé, en partie avec l'oxigène pour former l'acide carbonique, et une partie reste dans la masse : enfin, l'oxigène se partage entre l'hydrogène et le carbone, formant de l'eau et de l'acide carbonique.

SECTION III.

PARTIES CONSTITUANTES DES VÉGÉTAUX.

La nature et les propriétés des substances qui composent les végétaux, se produisent dans les plantes pendant leur croissance, comme la gomme et les résines, qui sont le fruit d'une exsudation spontanée; telles sont aussi les matières sucrées, que l'on prépare avec la sève produite par les incisions faites dans l'écorce et le bois, sans injure pour la plante qui les subit. Mais, en général, les substances formées pendant la végétation, que l'on doit considérer comme parties constituantes des végétaux, ne s'obtiennent qu'après la destruction du végétal même. Ces substances sont très-nombreuses et se caractérisent par leurs propriétés sensibles, ou par les effets des agens chimiques.

1. *De la gomme.*

Cette substance est le produit d'une exsudation spontanée qui se fait sur beaucoup d'arbres. Elle a la forme liquide et

transparente ; différens genres de mimosa et particulièrement le mimosa nilotica, la produisent. On la connaît sous le nom de *gomme arabique*. Quand la partie aqueuse s'évapore elle devient dure, cassante et jaunâtre; pure, elle n'a ni goût ni couleur. Quand on la chauffe, elle gonfle, dégage des bulles d'air, se noircit et se réduit en charbon. Elle est très-soluble dans l'eau. Cette solution qui est épaisse et adhérente, est connue sous le nom de *mucilage ;* elle a peu de disposition à se décomposer, et on en extrait de la gomme pure par l'évaporation. Elle est soluble dans les acides végétaux sans changement, mais elle se décompose dans les acides forts. L'acide sulfurique la convertit en eau, en acide acétique et en charbon. L'acide hydrochlorique, par la chaleur, produit à-peu-près les mêmes effets, et le chlore les convertit en acide nitrique. Par l'acide nitrique et la chaleur, il se produit un dégagement de gaz nitreux avec dépôt d'acide saclactique, par le refroidissement; les acides malique et oxalique se produisent en même tems. La gomme est insoluble dans l'alcool ou dans l'éther. Elle cède de l'acide acétique par la distillation, de l'hydrogène carboné, de l'acide carbonique, du charbon, de la chaux et une portion de phosphate de chaux : ce qui montre que ses portions constituantes sont l'oxigène, l'hydrogène, le carbone et la chaux.

On obtient aussi différentes espèces de gomme, d'autres plantes, qui ont à-peu-près les mêmes propriétés générales; telles sont la gomme de Sénégal, qui est plus brune; la gomme tragacanthe, produite par l'astragalus-tragacantha, qui est en masses vermiculaires, moins transparente, moins soluble dans l'eau et plus adhérente. Enfin, la gomme des cerisiers qui est plus brune, plus molle et plus soluble dans l'eau.

La gomme à l'état de mucilage existe dans beaucoup de plantes, particulièrement dans les racines, les feuilles et les graines. Elle est très-abondante dans les racines bulbeuses, comme celle de l'hyacinthus-comosus; dans les feuilles des althea; dans les fuci, plusieurs lichen, les graines de lin et

celles de l'esquinancie. On la trouve en plus grande abondance dans les jeunes plantes. Mais quoique ce mucilage soit considéré par quelques chimistes, comme une production végétale distincte, décrite sous le nom de *mucus*, cependant ses caractères sont à peine suffisamment précis pour les séparer de leur famille.

2. *Du sucre.*

On peut extraire cette substance de toutes les parties des plantes; des racines de la betterave et de la carotte, de la tige du bouleau, de l'érable, de quelques palmiers et principalement de la canne à sucre; des feuilles du frêne; des fleurs, des fruits et des graines. Mais le sucre du commerce, que l'on considère maintenant comme nécessaire à la vie, se prépare entièrement du jus de la canne à sucre, que l'on fait bouillir, purifier et cristalliser; c'est ce qui forme le sucre brut, que l'on purifie davantage et qu'on nomme alors *sucre raffiné;* il est blanc et inodore, dur, cassant et facilement réduit en poudre; il est phosphorescent dans l'obscurité; quand sa solution aqueuse est concentrée, il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des sommets dièdres. Le sucre exposé à la chaleur, fond, se boursoufle, noircit et produit une odeur particulière appelée *caramel.* Quand on augmente la chaleur, il prend flamme. Il est très-soluble dans l'eau, qui en dissout son poids, même à la température de 45.55 centigr. L'eau saturée de sucre se nomme *sirop.*

Le sucre est soluble dans un grand nombre d'acides; il est décomposé par l'acide sulfurique et la chaleur; cet acide se décompose, se convertit en acide sulfureux, et il se dépose une grande masse de charbon. L'acide nitrique est également décomposé; il se dégage du gaz nitreux, et le sucre se convertit en acides oxalique et malique. Le sucre absorbe l'acide hydrochlorique, prend une couleur brune et une forte odeur Le chlore dissout le sucre instantanément, il le convertit en acide malique, et le chlore se change en acide hydrochlorique. Une partie de sucre est soluble dans 4 parties d'alcool

bouillant; il s'unit aussi avec les huiles et les rend capables de se mêler avec l'eau.

Le sucre s'unit aux alkalis fixes, qui lui enlèvent son goût particulier; mais quand on ajoute de l'acide sulfurique et qu'on précipite le sulfate ainsi formé par l'alcool, le goût se rétablit. La chaux, la strontiane et la barite forment des composés semblables avec le sucre, qui en augmente la solubilité; par l'action des sulfures, des hydrosulfures et des phosphures alkalins et de quelques terres, le sucre se convertit en une substance ressemblant à la gomme arabique. Quand on distille le sucre, l'eau presque pure passe la première, puis l'acide acétique avec un peu d'huile et il reste du charbon. Les parties constituantes du sucre sont donc l'oxigène, le carbone et l'hydrogène.

Dans l'Amérique septentrionale on prépare du sucre avec le jus de l'érable. On fait des incisions à l'arbre pendant le printems, lors du mouvement ascensionel de sa sève; on dit qu'un seul arbre produit près de 5 à 6 livres de sucre. Des tentatives ont été faites en France pour extraire en grand le sucre des racines de betterave; mais il paraît qu'il se trouve mêlé à une matière particulière qui lui communique un goût amer, dont on n'a pu encore le séparer. Les graines et quelques légumes produisent aussi une proportion assez grande de sucre.

3. *De la gelée.*

Le jus exprimé de différens fruits, comme la groseille, se coagule et produit une substance trémuleuse appelée *gelée*, quand on l'abandonne à lui-même; on purifie la gelée en décantant une partie d'eau qui y adhère, et en lavant le coagulum dans un peu d'eau froide. La gelée est quelquefois incolore, mais souvent elle retient la couleur du fruit qui la produit : le goût en est agréable et légèrement acide; elle se dissout à chaud dans l'eau, se coagule par le refroidissement, et elle est presque insoluble dans l'eau froide; l'ébullition lui enlève la propriété de se coaguler; elle approche alors de la

nature du mucilage. En coagulant le jus des fruits qui produisent la gelée, en le passant au filtre de papier et en lavant le coagulum dans l'eau froide, la masse perd de son volume par la siccation; elle devient transparente, cassante et acquiert beaucoup des propriétés de la gomme : on a conclu de-là que la gelée ne diffère de la gomme, qu'en ce qu'elle est combinée avec un acide végétal. L'acide nitrique convertit la gelée en acide oxalique; elle se combine facilement avec les alkalis, et, par la distillation, elle produit un mélange d'acide acétique et d'huile, mais point d'ammoniaque en quantité perceptible.

4. *Des acides.*

Les acides végétaux, autrefois appelés *sels essentiels*, sont assez nombreux. Quelques végétaux ne contiennent qu'un seul acide, comme l'oranger et le citronnier, qui produisent de l'acide citrique : dans d'autres, on en trouve deux comme les acides malique et citrique unis, dans les groseilles; enfin dans la poulpe du tamarit il en existe trois, les acides tartarique, citrique et malique. On a trouvé l'acide acétique dans le sumbucus-nigra et dans le galium-verum, dont on se sert dans le nord de l'Écosse, pour cailler le lait. L'acide oxalique, combiné à la potasse, existe dans les feuilles de l'oxalis-acétasella et les rumex : l'oxalate de chaux a été trouvé dans la racine de joubarbe (sempervivum). La poulpe du tamarin, le jus de la grappe et de la mûre, de l'oseille, de la rhubarbe et de l'agave-americana, contiennent du surtartrate de potasse. L'acide citriqne se trouve dans les oranges, les citrons et l'églantier : l'acide malique libre, dans le pommier, l'épine-vinette, la prune et le fruit du frêne; les acides malique et citrique en proportion presque égale, dans la cerise et la groseille. Le malate de chaux, dans le semper-vivum-tectorum, le sedum-album et le telephium. Beaucoup de plantes produisent l'acide gallique, qui existe principalement dans l'écorce. La table suivante montre les proportions de cet acide contenu dans différentes substances végétales.

L'orme	7	Prunier	8
Chêne, coupé en hiver	8	Tronc de saule	9
Châtaignier	6	Sycomore	6
Hêtre	7	Bouleau	4
Saule	8	Cerisier	8
Frêne	8	Frêne	10
Peuplier	8	Noisetier espagnol	10
Noisetier	9	Chêne doux	10
Branches de saule	8	Id. coupé au printemps	10
Sureau	4	Sumac	14

L'acide benzoïque s'obtient du benzoin, du baume de tolu, du storax liquide et de la vanille. Il est probable que l'antoxanthum-odoratum lui doit son odeur agréable, qu'il communique au foin, ainsi que l'asperula-odorata.

L'acide prussique se trouve dans les feuilles du laurocerasus et les fleurs du pêcher, dans les amandes amères, les noyaux d'abricots, de pêches, de prunes et de cerises. On l'obtient en distillant ces noyaux à une chaleur modérée; et quand on ajoute de la chaux à une infusion concentrée d'amandes amères, il se forme un prussiate de chaux. Différentes plantes contiennent l'acide phosphorique; mais toujours combiné avec la chaux; on trouve ce phosphate dans l'aconithum-napellus et dans différentes espèces de céréales.

5. *De l'amidon.*

En lavant de la pâte de farine dans de l'eau, jusqu'à ce que celle-ci cesse de se colorer, il reste une masse ductile et tenace qu'on nomme *gluten;* l'eau dépose une poudre blanche qui est l'amidon; il est ordinairement en masses concrètes, insipides, inodore et inaltérable à l'air. L'amidon fond sur les charbons rouges, se boursoufle, noircit et brûle avec une flamme brillante. Le charbon restant contient une petite quantité de potasse; par la distillation, il produit de l'eau acétique, mêlée à de l'huile et aux gaz acide carbonique et hydrogène carburé. L'amidon est insoluble dans l'eau froide, mais à 100°,

il forme une pâte épaisse, qui devient semi-transparente et gélatineuse par le refroidissement; cassante et ressemblant à la gomme quand on la sèche. Quand on expose cette pâte à l'air, elle se décompose, et acquiert des propriétés acides. L'amidon se dissout peu dans l'acide sulfurique; il se forme du charbon avec un dégagement d'acide sulfureux. Sa solution hydrochlorique ressemble au mucilage de la gomme arabique, et, quand on la laisse en repos, elle se sépare en un liquide huileux, qui est au sommet, et en un fluide transparent couleur jaune paille, qui occupe le fond. L'amidon se dissout aussi dans l'acide nitrique; la solution devient verte, et la chaleur la convertit en acides oxalique et malique; mais il reste une portion non dissoute, qui prend l'apparence de suif quand on la lave, et qu'on la projette sur le filtre. Cette portion est insoluble dans l'alcool, et produit, par la distillation, de l'acide acétique et une matière huileuse.

L'amidon est insoluble dans l'alcool ou l'éther; mais il se combine avec les alkalis, qui le rendent alors soluble dans ces deux fluides.

Beaucoup de végétaux produisent l'amidon en abondance, particulièrement les racines et les graines. La pomme de terre en fournit en grande proportion. Les racines de diverses espèces d'orchidées, donnent le salep; les graines du jatropha-manihot fournissent un espèce de pain dont on fait usage dans les colonies, qui doit ses qualités nutritives à l'amidon. Le sago, que l'on extrait de la moelle de diverses espèces de palmier, abonde en amidon. Quelques espèces de lichen produisent une nourriture bienfaisante aux animaux, et même du pain à l'homme des contrées septentrionales, par l'abondance de l'amidon qui le constitue en grande partie.

6. *De l'alumine.*

Cette substance, qui est alliée aux matières animales, a été trouvée dans le jus du papayer. Apportée des colonies à l'état liquide, et conservée dans du rhum, elle a une couleur brune

semi-transparente, avec l'odeur et le goût du bœuf bouilli; en forme d'extrait, sa couleur était jaunâtre, et d'un goût douceâtre, mais sans odeur sensible. Elle a de la consistance et se trouve en masses fermes. Par la macération dans l'eau froide, l'extrait sec se dissout presque entièrement; l'addition d'acide nitrique en précipite l'alumine en lames blanches. Les produits de la distillation de l'extrait, sont le carbonate d'ammoniaque, une huile rougeâtre, épaisse et fétide, plus les gaz acide carbonique et hydrogène carburé. La matière charbonée, étant brûlée, se réduit en cendres blanches, qui paraissent n'être formées que de phosphate de chaux. Il paraît d'après les expériences auxquelles cette substance a été soumise, qu'elle possède à-peu-près les mêmes propriétés que l'alumine animale.

7. *Du gluten.*

Dans la description de la préparation de l'amidon, on observa qu'il restait une masse ductile, douce, élastique et tenace; cette substance est le gluten. Elle est d'une couleur grise, ayant une odeur particulière et sans goût perceptible. Par la siccité rapide, le gluten augmente de volume, et par la chaleur, il se boursoufle, exhale une odeur fétide, et brûle comme la corne. Quand il est humide et exposé à l'air, il se sèche, et ressemble alors à de la glu. Le gluten est insoluble dans l'eau, mais il en retient une partie, à laquelle il doit son élasticité et sa ténacité; l'ébullition lui enlève ces propriétés, et l'humidité le fait fermenter.

Le gluten est soluble dans les acides, mais il en est précipité par les alkalis. Après la fermentation, il est soluble dans l'acide acétique; cette solution répond au vernis pour ses usages. Il est insoluble dans l'alcool et dans l'éther; mais quand on triture du gluten fermenté dans un peu d'alcool, et qu'on en ajoute ensuite davantage, on peut, en cet état, l'employer comme vernis sur le papier ou le bois. Les produits de la distillation du gluten sont de l'eau imprégnée d'ammoniaque, plus une huile empyreumatique; ceux de sa

décomposition spontanée sont les mêmes, d'où on conclut que ses parties constituantes sont l'oxigène, l'hydrogène et l'azote. Comme la vapeur qui se dégage pendant sa fermentation noircit l'argent, on en infère qu'il entre quelques atomes de soufre dans sa composition.

La farine est composée d'une grande proportion de gluten; la propriété qu'elle a de former du pain dépend de cette substance. Le gluten se trouve aussi dans un grand nombre de plantes; dans le jus des feuilles de choux et des cressons, dans le gland, la noisette, l'orge, le riz, les pois, les haricots, les pommes, le fruit du sureau et le raisin.

8. *De la matière extractive.*

Ce terme d'extrait est appliqué à un principe particulier, qui est caractérisé par des propriétés distinctes. Quand on fait infuser du safran dans de l'eau, pendant quelque tems, et qu'on fait évaporer à siccité l'infusion filtrée, le résidu constitue la matière extractive dont les propriétés sont, 1° d'être acide; 2° de précipiter en brun, par l'addition de quelques gouttes d'ammoniaque liquide, une partie de chaux; ce qui en rend une partie insoluble; 3° de dégager de la vapeur d'acide acétique par l'addition d'acide sulfurique; 4° de séparer de l'ammoniaque, par l'addition de la chaux vive à l'extrait; 5° de produire un précipité floconneux insoluble dans l'eau, composé d'alumine et de matière végétale, par l'addition du sulfate d'alumine, sans excès d'acide; 6° de produire un effet semblable avec presque toutes les solutions métalliques. Il se forme un précipité brun par l'hydrochlorate d'étain, et un jaune obscur par l'acide hydrochlorique. La laine et le coton, imprégnés d'alun et mis en ébullition dans une solution de matière extractive, se combinent; une partie de la couleur de la solution est enlevée. Distillée à feu ouvert, la matière extractive donne un liquide acide, qui contient plus d'ammoniaque que lorsqu'on la distille avec la chaux ou un alkali par la voie humide. Elle se

décompose lorsqu'on place sa solution aqueuse à l'air; et après la fermentation putride, les carbonates de potasse, d'ammoniaque et de chaux restent. Les vieilles plantes fournissent la plus grande quantité de matières extractives. On les extrait de leurs différentes parties, et elles forment souvent une des parties constituantes de la sève. Il paraît qu'on l'obtient aussi de toutes les écorces qui ont des propriétés astringentes.

De la matière colorante.

Beaucoup de plantes fournissent ces matières pour les teintures, comme la garance, le carthame, le bois de Brésil, le bois jaune, le fustic et l'indigo.

La couleur de la garance est soluble dans l'alcool; quand la solution est évaporée, le résidu est d'une couleur rouge foncé. Le précipité formé dans cette solution par un alkali, est violet; avec l'acide sulfurique, il est fauve, et avec le sulfate de potasse, d'un beau rouge.

Le carthamus-tinctorius produit deux couleurs, dont l'une est jaune seulement et soluble dans l'eau; la solution devient transparente par les acides, et d'une coulenr orangée avec précipité fauve, par les alkalis (1).

(1) Pour obtenir la couleur rouge du carthame, on commence par bien laver la fleur à l'eau, pour lui enlever sa matière colorante jaune. Cette première opération faite, on la traite par le sous-carbonate de soude dans cinq ou six fois son poids d'eau. Au bout d'une heure, on passe la liqueur sur une toile serrée; on y verse du jus de citron pour saturer l'alkalî, et on y plonge ensuite des écheveaux de coton. L'acide citrique décompose la soude et en précipite la matière colorante, quî se combine promptement avec le coton; alors, après avoir lavé ce coton, on le traite par une nouvelle dissolution de sous-carbonate de soude, qui redissout la matière colorante, et on le précipite de nouveau par le jus de citron; elle se rassemble peu à peu au fond du vase. Si on précipite d'abord la matière colorante rouge sur du coton, pour la redissoudre ensuite, c'est afin de la séparer d'une petite quantité du prin-

La décoction du bois de Brésil produit un précipité rouge tirant au fauve, par l'acide sulfurique; l'addition de l'acide nitrique le fait devenir jaune.

La matière colorante du bois de compèche s'extrait par l'eau et l'alcool; la solution est d'un beau rouge tirant au violet ou au pourpre. Quand on garde quelque tems la solution aqueuse, elle devient jaune, puis noire; les acides produisent un jaune foncé, et les alkalis rétablissent la couleur violette. Les acides forts forment un précipité qui se sépare lentement et le sulfate de fer communique une couleur bleue et un précipité abondant.

La couleur jaune, qu'on extrait du réséda luteola, tire au brun dans la solution aqueuse, et passe un peu au vert. Les acides l'affaiblissent et les alkalis le foncent.

La décoction du bois jaune, *morus tinctoria*, dans l'eau, est rouge foncé tirant au jaune; les acides le changent tout-à-fait en rouge.

L'indigo s'obtient de différentes plantes, mais principalement de l'*indigofera tinctoria*, que l'on cultive en grand dans les contrées équatoriales, pour en extraire la couleur. Quand la plante est arrivée à maturité, on la coupe et on l'introduit dans des vaisseaux de bois; on la couvre d'eau et on la laisse fermenter. La putréfaction s'établit bientôt; l'eau devient verdâtre; il se dégage de l'acide carbonique et de l'ammoniaque. L'opération est finie dans l'espace de 6 à 24 heures, suivant la température et l'état de la plante. On décante et on met le liquide dans des vases plats, où on l'agite jusqu'à ce qu'il paraisse des flocons bleus, que l'on précipite par l'eau de chaux. On recueille le précipité dans des sacs de toile, et on le laisse égoutter jusqu'à ce qu'il acquière assez

---

cipe colorant jaune qui se trouve combiné avec elle, mais qui, une fois fixé sur le coton, n'est plus attaqué par les alkalis. C'est ainsi que l'on fait le rose en liqueur avec lequel on prépare le rouge végétal pour les femmes. (*Note du Traducteur.*)

de consistance pour en pouvoir former des petits pains que l'on fait sécher à l'ombre.

L'indigo s'extrait aussi d'autres plantes, telles que le *nerium-tinctorium* et l'*isatis-tinctoria*. L'indigo est une substance légère et friable, d'une couleur bleue foncée. Le plus léger est reconnu le meilleur; mais il est rarement exempt de matières étrangères. Lorsqu'il est pur, il est inodore et insipide; il reste inaltérable à l'air. Quand on l'expose à la chaleur, il produit une fumée rougeâtre, et brûle avec une flamme blanche. Il est insoluble dans l'eau; mais une partie d'indigo se dissout dans 8 parties d'acide sulfurique concentré; il se dégage de la chaleur pendant la solution, qui demande 24 heures avant d'être complétée. Le mélange est noir et opaque, mais l'addition de l'eau le rend clair et de différens tons bleus, suivant la quantité d'eau ajoutée. L'action de l'acide nitrique concentré est si violente, que l'indigo s'enflamme souvent; mais, par l'acide faible, l'action est plus modérée, et produit alors une solution brune. On y observe des cristaux, qu'on suppose être de l'acide oxalique, et il reste une matière visqueuse; la plupart des acides dissolvent l'indigo précipité de l'acide sulfurique. Les alkalis fixes dissolvent facilement l'indigo, quand il est précipité de sa solution sulfurique. La couleur de la nouvelle solution est d'abord verte, puis elle se détruit; les mêmes effets se produisent par l'ammoniaque liquide et le carbonate d'ammoniaque. Il paraît, d'après l'action des alkalis, que l'indigo est décomposé. L'eau de chaux le dissout de même; la couleur, qui est d'abord verte, change graduellement au jaune, mais reprend sa couleur première quand on l'expose à l'air, pour disparaître enfin tout-à-fait. L'examen chimique de l'indigo, démontre que cette substance est composée d'oxigène, de carbone, d'hydrogène et d'azote.

10. *Du principe amer.*

Quelques plantes se distinguent particulièrement par un

goût amer, comme dans la casse des boutiques, les feuilles du houblon et les fleurs de la camomille. Ce goût amer est attribué à une matière particulière qu'on suppose commune dans ces plantes; mais il est probable qu'un examen chimique plus précis indiquera les différences de ce principe dans diverses plantes, ou du moins, que cette analyse trouvera ce principe combiné avec d'autres, dont il sera facile de le séparer. Quand on fait infuser la casse pendant quelque tems dans l'eau, on obtient une solution jaune très-amère et inodore. L'eau étant évaporée à une chaleur modérée, produit une masse brune qui est presque transparente et ductile, mais qui devient ensuite cassante. Ce principe est extrêmement amer; la couleur en est brune; il brûle avec flamme et se réduit en cendres. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; le nitrate d'argent le précipite en jaune, et l'acétate de plomb produit un précipité blanc très-abondant.

11. *De la matière narcotique.*

La matière particulière de la substance lactescente de la laitue, des pavots et de quelques autres plantes, qui a la propriété de procurer le sommeil, s'appelle *matière narcotique*. On suppose qu'elle existe dans l'opium, combiné à un acide particulier qu'on nomme *acide méconique*. Le papaver-album se cultive dans l'Inde, pour en extraire l'opium, des capsules. Quand la plante est mûre, on fait des incisions avec un instrument tranchant dans les capsules, et on recueille le fluide laiteux dont on dégage l'eau par l'évaporation; la masse prend la forme d'une substance tenace, de couleur brune, ayant une odeur particulière et un goût amer très-désagréable. Ce principe amer se nomme *morphine*; on le prépare en triturant ensemble 8 onces d'opium en poudre et 3 d'acide acétique fort; on réduit le tout en une poulpe flexible. Cette masse étant étendue d'une quantité d'eau, on la fait égoutter dans des toiles, et on répète cette opération une seconde fois; le liquide contient le principe amer com-

biné à l'acide acétique, ce qui en fait un acétate de morphine, qui précipite abondamment par l'ammoniaque : quand le liquide est évaporé et diminué de volume, une autre partie de morphine se précipite. Cette matière, séparée du liquide, réduite en poudre fine et mise à digérer dans une petite quantité d'alcool, colore celui-ci en brun; mais la morphine est presque incolore. La morphine se dissout à peine dans l'eau bouillante, mais elle est très-soluble dans l'alcool et l'éther, et produit des cristaux en forme de pyramides tétraèdres, d'un goût très-amer. Cette substance paraît posséder les propriétés d'un alkali, car elle restaure le papier bleu de tournesol rougi par un acide, et forme des sels avec différens acides. Son composé avec l'acide sulfurique est très-soluble dans l'eau, il produit des cristaux arborescens avec l'acide hydrochlorique, la morphine prend l'apparence plumeuse, et elle est moins soluble dans l'eau; avec l'acide acétique elle cristallise en prismes qui sont très-solubles. La morphine fond à une douce chaleur et présente l'apparence du soufre fondu; elle cristallise par le refroidissement. Elle brûle rapidement, avec une flamme blanche, sur les charbons incandescens. Ses parties constituantes sont supposées être l'oxigène, le carbone et l'hydrogène; il paraît qu'une petite quantité d'azote entre aussi dans sa composition.

Cette matière narcotique existe aussi dans les fluides laiteux d'autres plantes comme l'*hyoscyamus-niger*, dont on extrait une substance qui produit les mêmes effets dans l'économie animale. Ceux produits par les feuilles de certaines plantes, comme dans le conium-maculatum, sont attribués à une matière analogue.

12. *Des huiles.*

On distingue les huiles en fixes et volatiles; on les extrait toutes deux des plantes. Les premières se trouvent principalement dans les graines bilobées; quelquefois cependant on les trouve dans la poulpe du fruit, comme dans l'olive. Les huiles fixes sont toujours mêlées à une portion de mucilage

qui leur donne la propriété de se mêler avec l'eau; on les extrait par l'expression et l'ébullition.

Toutes les parties des plantes, excepté les graines, donnent des huiles volatiles; dans la racine ou la tige, dans les feuilles, les fleurs ou l'ovaire. On prétend que l'odeur particulière des plantes est due à une huile volatile. On les extrait d'ordinaire par la distillation. Leur couleur dominante est la jaune; quelques-unes cependant sont vertes et d'autres bleues.

13. *De la cire.*

La cire qu'on extrait des rayons formés par les abeilles, est une collection de substances végétales. On la regarde comme végétale, puisqu'on trouve l'analogie de la même espèce dans des végétaux, entr'autres le vernis des parties supérieures des feuilles de certains arbres. Quand la cire est pure, elle est inodore et insipide, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau. Naturelle, elle fond à 61.11, centigr. mais à l'état de pureté, à 68.33 centigr.; elle prend les formes d'un fluide transparent incolore et par l'augmentation de la température elle entre en ébullition, et s'élève en vapeurs qui brûlent avec une flamme brillante. Les acides n'ont que peu d'action sur la cire; mais elle est soluble dans l'alcool bouillant et dans l'éther à 60° centigr.: elle se précipite de ces deux dissolutions par le refroidissement. Elle est soluble dans les huiles fixes, par la chaleur, et ce composé appelé *cérat*, est fort employé pour les pansemens. La cire se combine avec les alkalis fixes et forme avec eux une espèce de savon.

La cire s'extrait de différentes plantes, particulièrement du *myrica-cerifera*. On la prépare avec les baies de la plante que l'on place dans un vase d'eau; pendant la chaleur qu'on fait subir au mélange, on écrase les baies contre les bords du vase, et la cire vient nager à la surface; on la recueille et on la purifie. Il paraît que cette cire est particulièrement déposée dans l'enveloppe extérieure des baies; elle est verdâtre, fond à 42.78 centigr, brûle avec une forte chaleur

et produit une flamme blanche; son odeur est agréable, la fumée qu'elle produit est presque nulle. Ses autres propriétés sont analogues à celles de la cire d'abeilles.

14. *Du camphre.*

Le camphre du commerce s'obtient principalement du *laurus-camphora*. On l'extrait en distillant le bois avec une portion d'eau, dans des grands pots de fer, auxquels on adapte des couverts de terre garnis de paille, sur laquelle le camphre se sublime en forme de poudre grise. Comme il n'est pas pur, on le soumet à une seconde distillation. Le camphre ainsi purifié est blanc, cassant, d'un goût âcre et d'une odeur aromatique très-forte : il ne s'altère point à l'air; mais il est si volatil que peu de tems suffit pour qu'il disparaisse entièrement. Par la sublimation à vase clos, il cristallise en lames hexaèdres, ou en pyramides; il est insoluble dans l'eau, mais il lui communique une partie de son odeur. A la température de 154.44 centigr. il fond avant de se volatiliser et brûle rapidement avec flamme, sans laisser de résidu; il brûle même à la surface de l'eau. Les acides dissolvent le camphre, mais avec l'addition d'une partie d'eau ou d'un alkali, il se précipite sans changement. La solution sulfurique est rouge et jaune dans l'acide nitrique : on connaissait autrefois cette dernière sous le nom *d'huile de camphre;* par la distillation répétée du camphre dans l'acide nitrique, cette substance se convertit en acide camphorique. Le chlore passé dans une solution nitrique de camphre, change la couleur en rose, puis en jaune permanent. Le camphre est soluble dans l'eau imprégnée d'acide carbonique et dans l'acide acétique, que l'on connaît sous le nom de *vinaigre aromatique*. L'alcool dissout facilement le camphre qui en est également précipité par l'eau. A l'aide de la chaleur, il se dissout aussi dans les huiles fixes ou volatiles, mais il se précipite par le refroidissement.

Le camphre existe dans beaucoup de plantes, où il est

quelquefois combiné avec un peu d'huile volatile, comme dans la racine du gingembre; le thym, la marjolaine, la menthe, et le romarin, le contiennent aussi. Les parties constituantes du camphre sont le carbone et l'hydrogène.

15. *Du caoutchouc.*

Cette substance se prépare de certains fluides végétaux, dans l'Amérique méridionale : on fait des incisions dans l'écorce des arbres, et on recueille le fluide qui en découle, dans des vases propres; on l'applique ensuite sur des moules de terre que l'on fait sécher et qu'on importe ainsi en Europe.

Le caoutchouc, connu sous le nom de *gomme élastique*, est noirâtre, parce qu'en le faisant sécher, on l'expose à la fumée; quand il est pur, il est blanc, dépourvu d'odeur et de goût; il est plus élastique que le cuir et possède une grande ténacité. Il fond facilement à la chaleur, prend la consistance du goudron, brûle et répand une odeur fétide. Le caoutchouc se décompose par les acides nitrique et sulfurique. L'acide hydrochlorique n'a aucune action sur lui, mais le chlore le précipite immédiatement du fluide qui le contient. Il est insoluble dans l'alcool, mais bien dans l'éther, quand on prend la précaution de laver celui-ci avec de l'eau; c'est de cette manière qu'on lui fait prendre les formes voulues pour le confectionnement des instrumens. Il se dissout dans les huiles volatiles; un mélange d'huile volatile et d'alcool possède la même propriété; cette dernière solution répond aux vernis. Il est particulièrement soluble dans les alkalis, et produit de l'ammoniaque par la distillation; ses parties constituantes paraissent être le carbone, l'hydrogène, l'azote et l'oxigène.

15. *Des résines.*

Les substances résineuses forment une classe nombreuse et importante. On les obtient par l'exsudation spontanée ou en

incisant l'écorce des arbres, ou bien encore par la distillation des huiles volatiles. Quand on expose les huiles volatiles à l'air, elles s'épaississent et se convertissent en matières résineuses, ce qui fait penser que les résines ne seraient que des huiles volatiles saturées d'oxigène. Les corps résineux sont solides, cassans, jaunâtres, souvent transparens et d'un goût âcre sans odeur; ils fondent à la chaleur, brûlent avec une flamme jaune et produisent beaucoup de fumées; ils sont insolubles dans l'eau; les résines se décomposent et se dissolvent dans les acides, dans l'alcool et dans l'éther à l'aide de la chaleur : ainsi que dans quelques huiles fixes et volatiles. Les solutions d'alkali fixes purs ou à l'état de carbonates, ont la propreté de les dissoudre de même.

Résine. — On extrait cette espèce de différens pins. L'essence de térébenthine s'obtient du *pinus-silvestris*, la térébentine de vénise, du *pinus-larix* et le baume de canada, du *pinus-balsamea*. Quand on enlève l'écorce de ces arbres, il en découle un fluide qui s'épaissit graduellement et qui contient de l'essence de térébentine et de la résine. La première passe par la distillation et la résine reste dans l'appareil. Quand la distillation est faite à siccité, la masse restante est de la résine ordinaire.

Poix. — Cette substance est un fluide résineux que l'on extrait du *pinus-picea*. On la purifie en la fondant et en la pressant dans des sacs de toile; elle constitue alors la poix blanche ou de Bourgogne; mêlée à du noir de fumée, elle forme la poix noire.

Mastic. — Cette substance résineuse s'obtient du *pistachia-lentiscus*, originaire du Levant. Le fluide qui découle des incisions que l'on fait à l'écorce de l'arbre, se concrète en grains jaunes, semi-transparens et cassans. Le mastic fond à la chaleur, et exhale une odeur agréable. Il est soluble dans l'alcool et les huiles fixes; il est très-employé dans les vernis.

Sandaraque. — Cette substance est le produit de l'exsudation spontanée d'une espèce de génévrière de l'Afrique, en

forme de larmes brunes, semi-transparentes et cassantes; elle est absolument insoluble dans l'alcool.

Ladanum. — Cette résine est le produit du *cistus-creticus*, qui est originaire des îles grecques. Le fluide qui découle spontanément se concrète à l'air; l'odeur en est agréable, et le goût très-amer. L'eau en dissout une portion; et, quand cette substance est distillée, il paraît quelques atomes d'une huile volatile. Le ladanum est en partie soluble dans l'alcool, car lorsqu'on le distille sur cette résine, il en retient le goût et l'odeur.

Anime. — On extrait cette résine de l'*hymenea-courbaril*, dans l'Amérique septentrionale; cette résine ressemble beaucoup au copal, et ne s'en distingue que par sa grande solubilité dans l'alcool; on l'employe beaucoup comme vernis.

Copal. — On extrait cette matière résineuse du *rhus-copallinum*, originaire de l'Amérique septentrionale. La meilleure espèce nous vient de l'Amérique espagnole, et paraît être le produit de différens arbres. Le copal est brun, transparent; il fond à la chaleur, et ne se dissout pas directement dans l'alcool ou l'essence de térébentine; la solution en est également difficile dans les huiles fixes. Le copal forme un excellent vernis; sa beauté et sa durée sont incomparables à tous les autres. En traitant le copal par de l'huile de térébentine à vase clos, où les vapeurs sont concentrées, la température s'en élève davantage et une portion s'en dissout: l'addition d'un peu d'huile de pavots forme un vernis excellent. On peut obtenir une solution de copal dans l'alcool qui contient un seizième de camphre; on ajoute cette solution sur un quart de copal dans un matras bouché d'un liége qu'on a percé avec une épingle, pour permettre aux vapeurs superflues de s'échapper pendant l'application de la chaleur. Quand la solution du copal est à-peu-près complète, on arrête l'opération et on n'enlève le bouchon qu'après le refroidissement. Cette solution produit un vernis incolore. On dit que le copal peut se dissoudre par l'action des vapeurs alcooliques. On fait bouillir de l'alcool contenu dans un vase au-dessus du-

quel on suspend un morceau de copal; celui-ci se ramollit et tombe en huile dans l'alcool liquide.

Lacque. — Cette substance résineuse se trouve déposée par des insectes sur différens arbres, dans les grandes Indes. Il paraît quelle constitue les rayons de ces insectes, où ils vont déposer leurs œufs. On la trouve en différens états dans le commerce. On l'appelle *lacque en baton,* quand on y observe des incrustations de branches d'arbres; elle est alors d'un rouge foncé et pouvant communiquer sa matière colorante à l'eau, qu'on emploie ensuite en teinture. Quand on la détache en grattant et qu'on la fait bouillir, on l'appelle *lacque en graines;* elle est brunâtre; quand on la fait fondre elle se distingue par le nom de *lacque en écailles.* Cette substance est plus composée que les autres résines, car outre une matière résineuse qui est soluble dans l'alcool, elle contient une matière colorante soluble dans l'eau, une portion de cire et une de gluten. La lacque forme la base des belles cires à cacheter. La cire noire est composée de lacque fondue avec différentes proportions d'essence de térébentine et de noir d'ivoire : quant à la cire rouge, c'est le vermillon qui lui donne cette teinte. On emploie aussi la lacque dans le vernis.

Ambre. — Cette substance, considérée souvent comme ayant une origine végétale, possède beaucoup de propriétés des résines. L'ambre est cassant, dur, transparent, quelquefois incolore et souvent jaune ou brun. Il est inodore et insipide à froid; quand on le chauffe, il se ramollit et produit une odeur suave; il brûle presque sans résidu. Il est insoluble dans l'eau et en partie dans l'alcool : cette dernière solution étant concentrée, elle devient laiteuse par l'addition de l'eau; le précipité est une matière résineuse. L'ambre est soluble dans les alkalis fixes à chaud, ainsi que dans les acides nitrique et sulfurique, qui le convertissent en une masse résineuse noire. La distillation de l'ambre fournit les gaz carbonique et hydrogène carburé, une liqueur acide et une huile qui est d'abord transparente et fluide, mais qui devient par la suite noire et épaisse; vers la fin

du procédé, il se sublime de l'acide succinique et un acide particulier. On rend l'ambre soluble dans les huiles par le grillage; il constitue alors un vernis, que l'on prépare en plaçant des morceaux d'ambre sur un fer plat qu'on expose à la chaleur jusqu'à ce qu'il fonde, on le couvre et on le laisse refroidir en cet état. L'ambre a alors perdu la moitié de son poids et on peut en dissoudre maintenant le tiers dans de l'huile de lin, à l'aide de la chaleur. Quand cette solution est presque froide, on ajoute 4 parties d'essence de térébentine, puis on coule la partie limpide à travers un linge.

Un nombre considérable d'autres substances appartiennent aussi à la classe des résines, parmi lesquelles on remarque une classe de productions végétales connue sous le nom de *baumes*, comme le sang-dragon qui est d'un rouge noirâtre, soluble dans l'alcool et les huiles fixes; l'élémi, d'un jaune pâle, qui a une odeur très-agréable; le baume de gilead; le benzoin, où la matière résineuse est combinée avec un acide et une substance cassante, produisant une odeur agréable par le frottement. Le storax, brun, cassant, d'un goût aromatique et d'une agréable odeur. Le beaume de Tolu, brun rougeâtre; le beaume de Pérou, d'une consistance mielleuse, de couleur brune, ayant une odeur agréable et un goût âcre; enfin, le baume de Copaiva, qui est transparent, jaune, d'une odeur désagréable et d'un goût piquant.

17. *Des gommes résines.*

Comme leur nom l'indique, ces substances sont un mélange de matière résineuse avec une portion de gomme et de matière extractive. On ne les obtient point par l'exsudation spontanée, mais bien par incisions. Elles sont toujours solides, souvent cassantes et opaques, se ramollissant à la chaleur sans se fondre et moins combustibles que les résines simples. Elles brûlent avec flamme, ont une forte odeur et sont âcres; l'eau les dissout en partie; la solution est laiteuse et opaque: leur solution alcoolique est transparente. Le vinaigre,

le vin et l'acide nitrique les dissolvent, ainsi que les alkalis à l'aide de la chaleur. Elles produisent de l'ammoniaque quand on les distille, ce qui fait supposer que l'azote est une de leurs parties constituantes.

Olibanum. — Cette gomme résine est le produit du juniperus-lycia, originaire de l'Arabie ; elle est en grains transparens, jaunes, cassans et d'une odeur aromatique particulière ; elle forme un fluide laiteux avec l'eau et se dissout entièrement dans l'alcool ; elle ne fond pas par la chaleur, mais prend feu et brûle avec une odeur agréable. On la considère comme constituant l'encens des anciens ; on l'emploie encore dans les églises grecques et romaines pour produire le même effet.

Scammonée. — Substance qui s'extrait des racines d'une plante rompante de la Syrie ; sa couleur est brune ; le goût en est âcre et l'odeur nauséabonde. On l'emploie en médecine.

Euphorbium. — Cette gomme résine se prépare du suc laiteux qu'on obtient des incisions faites à l'euphorbia-officinalis, originaire d'éthiopie ; elle est en petites larmes jaunes, inodore et sans goût perceptible d'abord, mais qui par la suite, produit une sensation brûlante à la bouche ; elle est soluble dans l'alcool, et on présume qu'elle possède quelque propriété délétère.

Assa-fœtida. — On l'extrait des racines de ferula assa-fœtida, originaire de la Perse ; le fluide laiteux en découle quand on coupe les extrémités des racines ; on le sèche au soleil, et il est importé en Europe en masses rougeâtres ou violettes ; cette substance exhale une forte odeur fétide ; le goût en est amer et elle ne se dissout que partiellement dans l'eau ou l'alcool.

Ammoniac. — On présume que cette substance est le produit d'une espèce de ferula qui vient dans l'Abissinie et l'Égypte ; on l'apporte en grandes masses de l'Inde. Le goût en est d'abord douceâtre, mais devient ensuite amer ; il ne fond pas à la chaleur, mais brûle sur les charbons rouges,

l'eau et le vinaigre forment une solution laiteuse et ne dissolvent qu'à peine cette substance.

Myrrhe. — On importe cette substance de l'Inde en forme de larmes; on croit que c'est le produit d'une plante de l'Arabie et de l'Abyssinie ; sa couleur est rouge jaunâtre et presque transparente quand elle est pure ; elle a un goût amer et aromatique; son odeur lui est particulière, elle ne fond pas à la chaleur et brûle avec rapidité ; elle paraît être plus soluble dans l'eau que dans l'alcool ; la solution aqueuse est jaune et transparente, tandis que la solution alcoolique est transparente. Quand on la distille sur l'eau, il passe une huile plus pesante que l'eau.

Galbanum. — Cette gomme résine vient aussi de l'Afrique, en forme de larmes jaunâtres. Le galbanum est amer et a une odeur particulière. Il forme une solution laiteuse avec l'eau et le vinaigre ; mais l'alcool le dissout à peine ; il ne fond pas à la chaleur, et produit beaucoup d'huile par la distillation.

Gamboge. — On obtient cette gomme résine du stalagmitis-gambogioides, originaire de Ceylan et de Siam. On se le procure en larmes, en rompant les petites et les jeunes branches ; on pense que de là lui vient le nom de *gomme-gutte* qu'il conserve dans le commerce. Le gamboge est jaune, opaque et cassant : il est inodore et produit une sensation âcre quand on le tient à la bouche. Sa solution aqueuse est jaune ; l'alcool le dissout presque en entier. On l'emploie en médecine et dans la peinture.

18. *Du bois.*

En faisant bouillir une pièce de bois dans une grande quantité d'eau jusqu'à ce qu'elle ne produise plus ni goût ni odeur, et qu'on la fasse ensuite digérer dans l'alcool, la substance restante est la fibre liqueuse. Cette substance fibreuse est plus ou moins colorée ; elle est insipide et inodore, insoluble dans l'eau et l'alcool. Quand on chauffe la fibre ligneuse avec le contact de l'air, elle noircit, produit des fumées noires, et le charbon restant conserve la forme originelle.

Quand elle est réduite en cendres, on y trouve quelques atomes de potasse, des sulfates de potasse et de chaux, et du phosphate de chaux. Distillée dans une cornue, elle produit de l'eau, de l'acide acétique mêlé à une huile particulière, de l'hydrogène corbure, de l'acide carbonique et de l'ammoniaque unie à l'acide acétique. Dans une expérience faite sur le quinquina traité par l'acide nitrique, Fourcroix trouva que plus de la moitié fut convertie en acide oxalique, plus quelques atomes des acides citrique, malique et acétique, avec du gaz azote et du carbonate de chaux. Il suit de là que les parties constituantes du bois sont l'oxigène, le carbone, l'hydrogène, l'azote et la chaux. La proportion relative du bois qui existe dans les différentes plantes s'estime par la quantité de charbon qu'il produit. Le frène en produit 27 parties, le pin 29, le chène 22 et l'acajou 25, sur 100.

19. *Du tannin.*

Le tannin est une des parties constituantes des substances végétales; on le trouve particulièrement en quantité dans l'écorce du chène et les noix de Galles. Quand on réduit celles-ci en poudre et qu'on la fait infuser dans de l'eau jusqu'à saturation; puis, si on fait bouillir la solution à siccité, on obtient le tannin; il est alors cassant, brun, très-astringent, insoluble dans l'eau et l'alcool, auxquels il communique sa couleur. Il noircit par la chaleur, dégage de l'acide carbonique et brûle à l'air, en laissant pour résidu un peu de chaux. Le tannin se précipite par les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique; il forme avec eux des composés solubles dans l'eau. Les alkalis se combinent aussi avec le tannin; la solution est brune rougeâtre et perd la propriété à précipiter la gélatine. Les terres produisent avec le tannin des composés insolubles dans l'eau. Les oxides métalliques et leurs sels sont presque tous dans le même cas. Le sulfate vert de fer ne produit point de précipité, mais le sulfate rouge en occasionne un qui noircit à l'air, et qui forme la base de l'encre à écrire.

Le tannin forme avec la gélatine un composé insoluble; c'est sur ce principe que dépend le procédé de tanner le cuir, procédé que l'on doit considérer comme une combinaison de tannin et de gélatine.

Le tannin s'obtient particulièrement de l'écorce intérieure, dont la quantité varie cependant suivant l'âge et la force de l'arbre, ainsi que de la saison où on le coupe. Les feuilles, le bois et la sève produisent le tannin en abondance, quelquefois même il s'obtient par exsudation spontanée.

20. *Du liége.*

Cette substance particulière constitue l'épiderme, ou une excroissance du *quercus-suber*. Le liége est léger, doux, élastique; il est insoluble dans l'eau qu'il absorbe facilement; il est très-combustible, brûle avec une flamme blanche et laisse beaucoup de charbon. Par la distillation, il produit de l'ammoniaque. L'acide nitrique en dégage de l'acide carbonique et du gaz nitreux; le liége se décompose et se convertit en une matière jaune, douce et onctueuse, qui est assez légère pour nager à la surface; l'autre partie est un acide nommé *subérique*.

21. *Des alkalis.*

On n'a trouvé que des alkalis fixes dans les plantes; quoique l'ammoniaque paraisse pendant la distillation de divers végétaux, on a considéré ce corps comme trop rare pour en faire une exception, car il est peu de plantes qui ne produisent pas une plus ou moins grande proportion d'alkalis fixes.

La potasse qu'on nommait autrefois *alkali végétal*, se trouve dans toutes les plantes, excepté dans celles qui croissent près des bords de la mer. On l'obtient en les réduisant en cendres, qu'on lessive pour en faire subir la solution à une évaporation à siccité. Les arbrisseaux et les plantes herbacées produisent plus de cendres que les plantes; les branches en

produisent plus que les troncs et les feuilles en donnent la plus grande proportion.

Toutes les plantes marines et celles qui croissent sur les bords de la mer, fournissent de la soude. La *salsola-soda* fournit 20 parties de cendres et deux de soude sur 100. La *salsola-sativa* et la *vermiculata* sont les deux espèces qui fournissent presque toute la soude du commerce. On les cultive en grand sur les côtes de la méditerranée. On en fabrique aussi de plusieurs espèces de *fuci*, dans les environs de Cherbourg.

22. *Des terres.*

On a successivement trouvé la chaux, la silice, la magnésie et l'alumine dans les végétaux; la chaux se trouve presque dans toutes les plantes. La silice se trouve principalement dans l'épiderme de quelques-unes d'elles; la magnésie est plus rare, elle n'a encore été découverte que dans les plantes marines. La quantité d'alumine est également très-petite.

Le fer et le manganèse sont les seules substances métalliques qu'on ait trouvées dans les plantes. Les cendres de la *salsola* ont fait voir quelques atomes de fer, et celles du pin, de la vigne, et du figuier, ont produit du manganèse.

CHAPITRE V.

DES SUBSTANCES ANIMALES.

Ces substances constituent la deuxième grande division des corps organisés; elles se distinguent des végétaux par leurs formes, leur faculté locomotrice, leur irritabilité et leur sensibilité. Les matières animales sont sujettes à la fermentation putride; elles sont solubles dans les alkalis; l'acide sulfurique les charbonne en dégageant leur ammoniaque. L'acide nitrique

produit une action violente avec un dégagement d'azote. Nous allons successivement considérer les matières animales sous les rapports de leur décomposition quand leurs fonctions cessent, et de leurs parties constituantes.

SECTION I.

DES FONCTIONS DES ANIMAUX.

En considérant les fonctions des animaux vivans autant que l'on peut les expliquer par les principes de la chimie, on s'est particulièrement attaché à la respiration, la digestion, la sécrétion et l'assimilation.

1. *De la respiration.*

Comme aucun animal ne saurait exister sans la respiration, on la regarde comme une des fonctions vitales. Dans la partie mécanique de cette fonction, l'air est alternativement aspiré par les poumons et expiré par le même organe. Aucun air n'est respirable s'il est entièrement dépourvu d'oxigène, et l'expérience a montré que la respiration la plus heureuse est celle de l'air atmosphérique. Quant à la quantité de ce fluide respirée par les différens animaux, les proportions en sont si variées qu'on n'en saurait tirer une conclusion certaine; la même remarque est faite sur le nombre d'aspirations faites par des personnes saines, dans un tems donné; on a remarqué que le nombre en était de 14 à 27 en une minute.

L'air expiré a subi un changement matériel; il consiste alors en azote, en acide carbonique et en vapeurs d'eau.

Comme le sang est la source d'où dérivent les moyens de réparer les fatigues du corps, il devient nécessaire qu'il s'établisse des fonctions pour alimenter ces moyens. Ceci est l'effet de la digestion, dont le produit est conduit au sang. Mais avant que la matière ne soit convertie en ce fluide, elle subit plusieurs changemens qui ont lieu dans les poumons. Pendant sa circulation dans cet organe, le sang prend une couleur

rouge foncé et y acquiert une substance connue sous le nom de *fibrine*, que l'on ne peut découvrir dans les substances qui y sont conduites pour en réparer la perte, et d'où l'on conclut qu'une partie des fonctions de la respiration est de former cette fibrine du sang. Il paraît qu'une autre des fonctions de la respiration est de préserver le degré de température nécessaire à la santé de l'animal. Les insectes et les poissons ne prennent qu'une très-petite portion d'air, ce qui explique, suivant ce système, la raison pourquoi leur température n'est pas beaucoup plus élevée que celle du medium où ils vivent; on les appelle *animaux à sang froid*. La température des animaux est de 35.55 à 40° centigr. Celle de l'homme est à-peu-près de 36.66; aussi trouve-t-on que la classe d'animaux à laquelle il appartient, requiert une plus grande quantité proportionnelle d'air.

2. *De la digestion.*

La nourriture dans les animaux est destinée à fournir aux dépenses que la masse du sang subit. Ils requièrent différentes espèces de nourritures suivant leur nature et les circonstances où ils se trouvent placés. Quelques-uns vivent entièrement de végétaux, d'autres d'animaux, et la troisième classe vit indistinctement de végétaux et d'animaux. Mais quelle que soit leur nourriture, elle se trouve convertie en une substance uniforme par la digestion. Elle est d'abord attaquée par le *mucus* qui la conduit à l'estomac, où, après quelque temps, ells se convertit en chyme; ce changement est dû au suc gastrique, dont, jusqu'à ce jour, les physiologistes n'ont su établir ni la nature, ni le mode d'opérer; le chyme passe de l'estomac aux autres organes digestifs, où il subit des changemens à son tour, et se convertit en un fluide laiteux appelé *chyle*; celui-ci se trouve absorbé par des vaisseaux particuliers qui le conduisent dans la masse du sang.

3. *De l'assimilation.*

Pendant la digestion et la respiration, la nourriture se

convertit en sang pour empêcher la décadence qui suivrait la perte que ce fluide éprouve à chaque instant. Ce supplément de matière nouvelle est sur-tout nécessaire aux jeunes animaux qui développent en quelque sorte des parties nouvelles. Le procédé par lequel le sang fournit à la formation et au développement des parties du corps, se nomme *assimilation*, parce que, par une nouvelle série d'actions et de combinaisons, une matière semblable aux parties renouvelées se dépose sans qu'elle existât auparavant dans le sang. Ces changemens s'effectuent par des organes particuliers; par leur action, la même matière est toujours séparée du sang pendant la santé. Les pores de la peau sécrètent une matière transpirante, et la salive se prépare dans les glandes de la bouche, tandis que les matières osseuses ou musculaires se séparent pour se déposer où la fonction vitale le requiert.

Rien n'est plus étonnant que le pouvoir du système animal, de s'arranger aux circonstances particulières où il se trouve quelquefois placé. Souvent de nouvelles actions se produisent, lorsqu'auparavant elles étaient nulles ou assoupies; une partie du corps, qui avait été détruite, se trouve complètement renouvelée. Par cette nouvelle action, souvent un muscle se renouvelle à l'état de santé; mais, ce qui est encore plus extraordinaire, les parties constituantes des os solides se préparent et vont se déposer dans les lieux où de fortes pièces de cette substance ont été enlevées : lorsque la nature a rempli son but, l'action cesse. On peut considérer tous les procédés du système animal comme appartenans à la chimie, quoiqu'un pouvoir supérieur contrôle, dirige et souvent contre-agit aux effets des agens chimiques; ce pouvoir est le principe vital, qui montre son existence dans ce qui arrive lorsque son action cesse et que la vie est éteinte. Les parties constituantes des corps se décomposent tout aussitôt, pour former de nouvelles combinaisons et paraître sous de nouvelles formes.

4. *De la sécrétion.*

Dans le cours de la circulation, le sang sépare différentes substances, dont quelques-unes servent à la nourriture et à la croissance du corps; les autres, qui paraissent superflues, se séparent par différens organes; cette séparation se nomme *sécrétion*. Ainsi, la salive est sécrétée par certaines glandes et versée plus abondamment dans la bouche pendant l'alimentation, lorsqu'il est nécessaire. Par l'action d'autres glandes, le lait se sécrète pour servir de nourriture au jeune animal; enfin, la transpiration, si nécessaire à la santé, s'établit par une quantité prodigieuse de pores qui couvrent la surface extérieure de la peau.

SECTION II.

DÉCOMPOSITION DES SUBSTANCES ANIMALES.

Il existe une différence notable entre les décompositions spontanées des corps animaux et végétaux. Le nombre plus grand des principes des matières animales produit des attractions plus nombreuses et plus compliquées. Un des caractères les plus distinctifs dans la décomposition des matières animales est la rapidité de la putréfaction. On ne remarque pas, comme dans les végétaux, les changemens qui sont imperceptibles.

Différentes circonstances sont aussi nécessaires pour accélérer l'action des principes constituans et les faire passer à la putréfaction. L'humidité et une chaleur modérée en sont les principales; car les matières animales n'éprouvent aucun changement dans une sécheresse parfaite, tandis que l'humidité fait passer les parties molles des animaux, et même les os, en putréfaction complète, que la chaleur accélère alors. A la température de quelques degrés sous zéro, on n'observe aucune putréfaction; mais elle devient perceptible à mesure

qu'on l'élève jusqu'à un certain degré, au-delà duquel la putréfaction s'arrête comme par le froid. Dans des circonstances favorables, les matières se ramollissent, la couleur tourne au brun ou au vert, une odeur délétère s'exhale; les fluides jaunissent et toute la masse augmente de volume, dont la cause est le développement des fluides élastiques; elle devient uniforme, le volume diminue, et, vers la fin, il s'en dégage une odeur particulière; il ne reste plus alors qu'une masse fétide et terreuse. La durée de la putréfaction est plus ou moins longue; les gaz dégagés sont l'hydrogène carburé, l'hydrogène sulfuré et l'hydrogène phosphuré; plus, de l'eau à l'état de vapeurs; les autres produits sont, du savon connu sous le nom de *gras de cadavre*, composé de graisse et d'ammoniaque, de l'acide nitrique combiné à une terre ou un alkali, et une terre onctueuse qui reste après la séparation des autres parties.

L'art de préserver de la putréfaction les substances animales, que l'on conserve comme alimens, est devenu d'une grande importance dans l'économie domestique. On y parvient en les préservant entièrement de l'humidité, ou en les tenant à la température de zéro et au-dessous. On a tour-à-tour fait usage d'acide, d'alcool, de sucre et de quelques sels, qui remplissent l'intention jusqu'à certain point. Les substances aromatiques et résineuses, les huiles volatiles, le camphre et les poudres sèches des plantes astringentes, sont également employées.

SECTION III.

DES PARTIES QUI COMPOSENT LES SUBSTANCES ANIMALES.

Après avoir détaillé les fonctions des animaux vivans, et la décomposition spontanée qu'ils éprouvent après la mort, il est nécessaire de considérer leurs parties constituantes qui ont pu être soumises à l'analyse chimique.

I. Des parties constituantes des matières animales.

Les substances simples qui constituent les différentes parties des animaux sont composées d'azote, de carbone, d'hydrogène et d'oxigène, qui entrent en proportions diverses dans les parties molles. Le phosphore et la chaux, qui constituent la base des os; le soufre, les alkalis fixes, l'acide hydrochlorique, le fer et le manganèse. Mais on doit considérer les parties constituantes des animaux comme des substances qui se sont formées par certains procédés, et qui montrent des caractères particuliers. Ces substances sont simples, ou composées.

1. *De la gélatine.*

On prépare cette substance en lavant différentes fois, à l'eau froide, des peaux fraîches d'animaux; la faisant bouillir et la réduisant en petite quantité par une évaporation lente. Quand la solution refroidit, elle prend en une gelée; séchée à l'air, elle se durcit et devient transparente. Quand elle est pure, elle n'a ni couleur ni odeur; elle est semi-transparente, de fracture vitrée. Chauffée à l'état sec, la gélatine blanchit d'abord, puis noircit et se couvre de charbon. Elle est inaltérable à l'air, mais sa solution aqueuse se décompose rapidement. Les acides la dissolvent facilement à chaud; l'acide sulfurique forme une solution brune; l'acide nitrique se décompose, et dégage d'abord de l'azote, puis du gaz nitreux, pendant que la gélatine se dissout et se convertit en partie en acide oxalique et malique; l'acide hydrochlorique forme une solution brune qui dépose une poudre blanche. Les alkalis dissolvent la gélatine à chaud, et quelques oxides métalliques forment des précipités insolubles dans sa solution aqueuse. Le tannin y produit un précipité blanc, cassant et inaltérable à l'air; on s'en sert comme de son réactif. Les parties constituantes de la gélatine sont le carbone, l'hydrogène, l'azote et l'oxigène; quelques traces des phosphates de chaux et de

soude. La gélatine forme la plus grande partie des solides et fluides animaux. On la trouve dans les os, les ligamens, la peau, le sang et le lait. Il paraît qu'il existe différentes espèces de gélatines, qui cependant ne le sont que par rapport à des variations légères qui existent dans leurs parties constituantes, ou provenant de l'addition d'autres substances. La colle s'extrait des muscles et des peaux de vieux animaux; la colle faible s'obtient des peaux d'anguilles ou de lapins; et la colle de poisson, de différentes espèces d'esturgeons; la meilleure qualité de cette dernière nous vient d'Astracan.

2. *De l'albumine.*

La plus grande partie d'un blanc d'œuf est composée d'albumine combinée à de la soude et du soufre. Quand on la chauffe à 73.88, elle coagule en une masse blanche, solide; cette propriété lui est particulière et la rend insoluble dans l'eau. La cause en est attribuée à l'absorption du calorique ou de l'oxigène. On croit aussi que ce peut être un arrangement particulier des molécules. Avant la coagulation, l'albumine est liquide, glaireuse, inodore et presque insipide, devenant cassante et transparente quand on la sèche à une chaleur modérée; en cet état elle est inaltérable à l'air. Les acides, l'alcool et l'éther la coagulent quand elle n'est pas trop étendue d'eau; tous les sels métalliques la précipitent de sa solution aqueuse; la solution du sublimé corrosif en est un bon réactif, et le tannin précipite une matière blanche très-abondante; quand l'albumine est coagulée, elle est opaque, d'un blanc de perle, d'un goût douceâtre, insoluble dans l'eau et moins susceptible de s'altérer. Séchée à zéro, elle durcit, devient jaunâtre, cassante, et légèrement transparente. Quand on la fait digérer dans l'eau, elle devient douce, blanche et opaque; on croit qu'une portion s'y dissout; cependant le tannin ne produit aucun précipité. Les acides minéraux très-faibles en dissolvent une petite portion; la potasse n'en dissout jamais, quoique, pendant l'opération, il se dégage de l'am-

moniaque, et qu'il se forme une espèce de savon. Cependant, lorsqu'à cette solutiou on ajoute de l'acide hydrochlorique ou acétique, il se forme un précipité qui a des propriétés savoneuses. Les parties constituantes de l'albumine paraissent être le carbone, l'hydrogène, l'azote et l'oxigène. Elle constitue une partie essentielle des os et des muscles, ainsi que le cartilage, les cornes et les poils.

3. *De la fibrine.*

Le coagulum qui se forme quand on abandonne du sang pendant quelques heures, étant mis dans un linge et lavé à plusieurs reprises jusqu'à ce que les eaux ne teignent plus en rouge, il reste la partie fibreuse ou la fibrine. On la prépare aussi en coupant du bœuf maigre par tranches, que l'on fait macérer pendant quinze jours dans l'eau, en changeant celle-ci tous les jours; on presse et on fait bouillir cette substance cinq heures par jour, pendant trois semaines, dans de nouvelles eaux; on presse de nouveau la substance fibreuse et on la fait sécher. La fibrine est ici à-peu-près à l'état de pureté; elle est blanche et élastique, quand on l'a obtenue du sang; mais quand on traite la chair musculaire, la fibrine qui en provient est cassante et légèrement transparente; elle est inodore, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, et inaltérable à l'air. Elle se contracte à la chaleur, produit une odeur de plumes brûlées, et fond quand on augmente la température. Soumise à la distillation, elle produit de l'eau, du carbonate d'ammoniaque, une huile épaisse et fétide, les gaz acide carbonique et hydrogène carburé, plus quelques traces d'acide acétique. Le charbon restant contient du phosphate de soude, du phosphate de chaux, et le carbonate de cette base. La fibrine est soluble dans les acides. Sa solution sulfurique est brune; il se précipite du charbon, et il se forme de l'acide acétique. L'acide nitrique faible en dégage de l'azote, et produit une solution jaunâtre comme celle de l'albumine. Le produit de cette solution, dissout dans l'eau bouillante, et concentré par l'évaporation, se convertit en

gélatine, qui est précipitée par le tannin. Quand on fait bouillir la potasse ou la soude avec la fibrine, la solution brune devient savoneuse, et produit un dégagement d'ammoniaque.

Les parties constituantes de la fibrine sont le carbone, l'hydrogène, l'azote et l'oxigène.

4. *Du sucre.*

Le sucre que l'on extrait du lait doit être rangé parmi les substances animales. On l'obtient en réduisant le petit lait nouveau jusqu'à consistance sirupeuse. Il concrète par le refroidissement en une masse solide. On en obtient des cristaux de sucre en dissolvant cette masse dans de l'eau; on clarifie la solution par des blancs d'œufs, on la filtre, et on évapore jusqu'à consistance sirupeuse. Quand ce sucre est pur, il est blanc, semi-transparent; d'un goût agréable; inodore et soluble dans sept fois son poids d'eau.

Par l'action de la chaleur et de la distillation, il paraît qu'on produit les mêmes effets que sur le sucre végétal, excepté que l'huile empyreumatique a l'odeur de l'acide benzoïque. Il est insoluble dans l'alcool, à moins que d'y ajouter un peu d'acide sulfurique. L'acide nitrique convertit ce sucre en acide saclactique, et il ne paraît pas susceptible d'éprouver la fermentation vineuse. Le sucre de miel, qu'on peut en partie considérer comme production animale, est d'un blanc jaunâtre, d'un goût agréable et d'une odeur aromatique. Il est très-soluble dans l'eau; il est sujet à la fermentation vineuse; et, chauffé avec de l'acide nitrique, il produit de l'acide oxalique comme le sucre végétal (1).

---

(1) Il est une substance que l'on nomme *sucre de diabètès*, que l'on extrait des urines humaines, qui, dans les cas de cette maladie, s'élèvent quelquefois jusqu'à 30 ou 32 litres par jour, dans un individu. Ces urines perdent l'odeur et la saveur des urines ordinaires; au lieu de fermentation putride, elles éprouvent la fermentation vineuse, et produisent de

5. *Des huiles.*

Les huiles animales, qui ont toutes les caractères des huiles fixes, existent quelquefois sous la forme liquide. Les graisses ont différens degrés de consistance; quand on les purifie, elles sont blanches, inodores et insipides. Elles fondent à des températures différentes. Le lard fond à 36.11, tandis que la graisse que l'on extrait du bœuf par l'ébullition, requiert une température de 52.78. Quand on l'élève jusqu'à 210°, il s'en dégage une fumée blanche, par suite de sa décomposition. Par la distillation, le lard produit du gaz hydrogène carburé et du gaz carbonique, accompagnés d'une odeur délétère; on obtient une portion d'eau et une huile blanchâtre qui se prend dans le récipient, mêlée à des atomes d'acides acétique et sébacique. La graisse est insoluble dans l'eau ou l'alcool; les acides forts la décomposent; l'acide nitrique la convertit en onguent jaunâtre, tandis qu'il se décompose. Cet onguent a été appelé *oxide de graisse.* Les alkalis se combinent avec la graisse à la manière des huiles, et forment du savon. Les produits obtenus par la décomposition des graisses, montrent que leurs parties constituantes sont l'oxigène, l'hydrogène et le carbone. On extrait encore quelques autres substances huileuses de différentes parties d'animaux; le *spermaceti* ou blanc de baleine s'extrait de la tête d'une espèce de baleine; l'huile qu'on en extrait, en la purifiant, est

---

l'alcool par la distillation. Pour en extraire le sucre, on y verse une dissolution de sous-acétate de plomb en excès, qui a la propriété de ne point précipiter le sucre, et qui précipite presque toutes les autres matières végétales ou animales; on filtre la liqueur, et on fait évaporer en consistance sirupeuse. Ce sucre est quelquefois aussi sucré que celui de raisin, et en a toutes les propriétés. Souvent il arrive cependant que ce sucre est presque insipide, de sorte qu'on connaît une maladie en médecine, sous le nom de *Diabètès sucré*, et l'autre sous le nom de *diabètès non sucré.* (*Note du Traducteur.*)

l'huile de baleine qu'on extrait du même cétacé et d'autres animaux marins.

6. *Des résines.*

On trouve dans certains animaux des substances qui ont de l'analogie aux résines végétales. Celle qu'on extrait de la tête du bœuf par l'acide hydrochlorique, est brune, amère, fondant à 50° centigr., soluble dans l'eau, et formant dans sa solution alcoolique un savon avec les alkalis, qui se précipite par les acides étendus.

L'ambre gris. — Substance concrète que l'on suppose formée dans l'estomac de la baleine, plus légère que l'eau, insipide, noire et d'une odeur agréable; elle fond à 50° centig.; et, quand la température est élevée à 100°, elle se dissipe presque entièrement en vapeurs blanches. L'ambre gris est insoluble dans l'eau, ne s'altère pas beaucoup par les acides, mais il se dissout dans l'alcool et l'éther, dans les huiles fixes et volatiles, enfin dans les alkalis, avec lesquels il forme un savon.

La civette est une production jaunâtre, d'une consistance molle, qui produit une odeur agréable quand on la mêle en petite quantité avec d'autres substances. Elle paraît insoluble dans l'alcool, mais elle se dissout facilement dans les huiles; on l'emploie en parfumerie et on l'extrait de la civette.

Le musc est une autre sécrétion animale, rougeâtre, amère et d'une odeur aromatique très-forte. Il est en partie soluble dans l'eau et l'alcool, mais l'eau n'en retient presque que l'odeur. Les acides nitrique et sulfurique paraissent le décomposer, car ils lui enlèvent son odeur. Les alkalis fixes en dégagent de l'ammoniaque.

Castoreum. — Substance extraite du castor; elle est presque fluide quand on la tire de l'animal; elle se durcit à l'air, sa couleur est jaune, elle est d'un goût âcre et d'une odeur aromatique très-forte. Le castoreum se ramollit dans l'eau, et lui donne une couleur jaunâtre; cette solution verdit les couleurs bleues végétales, ce qui indique la présence d'un alkali.

7. *Phosphore, soufre et acides.*

Le dégagement du gaz hydrogène phosphuré qui s'effectue pendant la putréfaction, est une preuve suffisante de la présence du phosphore dans les substances animales.

Le soufre se rencontre dans l'albumine des œufs, dans le lait, le sang, les muscles et les chairs.

On n'a pas découvert moins de douze acides dans les animaux. L'acide sulfurique combiné à la soude et la chaux, se trouve dans les fluides. L'acide hydrochlorique en combinaison avec la soude, manque rarement dans les sécrétions liquides; l'acide phosphorique combiné à la chaux constitue les os et existe dans presque toutes les autres parties solides; il se trouve encore dans le sang combiné au fer. On distingue en outre les acides carbonique, acétique, oxalique, malique, benzoïque, lactique, urique, rosacique, et ammoniatique, libres, ou formant des composés, dans les fluides animaux, ou bien dans les calculs urinaires.

8. *Alkalis, terres et métaux.*

Les alkalis qui existent dans les fluides animaux sont la potasse qui se trouve dans le lait; la soude mêlée à l'albumine, et l'ammoniaque que l'on extrait de la plupart des parties animales.

La chaux, la magnésie et la silice sont les seules terres qui se découvrent dans les animaux. La phosphate de chaux forme la base des os; la magnésie, formant un sel triple avec l'acide phosphorique et l'ammoniaque dans les calculs biliaires, et la silice qui se trouve aussi dans des concrétions morbides semblables.

Le fer est la seule substance métallique qui ait été trouvée dans les animaux, en combinaison avec l'acide phosphorique et formant une des parties constituantes du sang.

II. DES FLUIDES ANIMAUX.

Comme les parties des corps animaux sont fluides ou so-

lides, il nous semble convenable de considérer d'abord les premières.

1. *Du sang.*

Ce fluide dans l'homme est d'une belle couleur pourpre; le goût en est doux et salin, et l'odeur particulière. Fraîchement tiré et abandonné pendant quelque tems, il se sépare en deux parties; l'une, appelée *coagulum*, retient la matière colorante; l'autre, appelée *serum*, reste fluide. Les acides coagulent le sang, et les alkalis dissolvent ce coagulum. Les oxides métalliques qui abandonnent facilement leur oxigène, coagulent le sang; les solutions métalliques produisent des effets semblables. Les substances végétales, telles que le sucre, le camphre et les résines, mêlées à du sang, en empêchent la putréfaction. Les solutions de gomme, ou d'amidon, accélèrent la coagulation; le tannin produit un précipité abondant, et l'acide gallique produit une couleur noire.

Le serum du sang est pâle, verdâtre, et d'une consistance moins épaisse que le sang; mais il en retient le goût, l'odeur et la sensation savoneuse. Il coagule à 68.89; on produit le même effet par une addition d'eau bouillante. Le serum contient du muriate de soude, du carbonate de soude et du phosphate de chaux; quand on ajoute de l'eau et qu'on fait bouillir, l'albumine le coagule, tandis que le liquide restant, concentré par l'évaporation, se convertit en gélatine.

Le coagulum du sang est rouge et a de la consistance. Quand on le lave à petites eaux jusqu'à ce qu'elles deviennent incolores, il ne reste que la fibrine; la matière colorante est enlevée par l'eau. La solution aqueuse verdit les couleurs bleues végétales; et on trouve dans le résidu produit par l'évaporation, de l'albumine et de la soude. Quand on fait évaporer à siccité cette solution aqueuse, il reste une portion de fer que l'on sépare par le barreau aimanté. Ce fer est combiné à l'état d'oxide avec l'acide phosphorique.

Le sang séché exhale une portion d'eau qui possède une odeur particulière; quand on distille ce sang ainsi desséché,

il se dégage en fluide aqueux, puis de l'acide carbonique, du carbonate d'ammoniaque, une huile fluide, du gaz hydrogène carburé et une matière butireuse. Le fluide aqueux précipite le sulfate de fer en vert, dont une portion se dissout dans l'acide muriatique, et laisse une petite quantité de bleu de Prusse pour résidu; ces effets indiquent la présence de l'acide prussique et d'un alkali, dans la liqueur aqueuse.

Les parties constituantes du sang présentent des variations considérables aux différentes époques de la vie; dans les personnes sujettes aux maladies, il paraît que le sang a changé quelques-unes de ses propriétés.

De la bile.

La bile qui est sécrétée par le foie, et paraît remplir un rôle essentiel pendant la digestion, est jaune verdâtre, d'une odeur particulière et d'un goût amer. Cependant la bile de certains animaux varie dans presque toutes ses parties. Quand on agite fortement la bile, elle mousse comme le savon; elle se mêle facilement avec l'eau, qui en acquiert la couleur jaune. Chauffée modérément, la bile s'épaissit, exhale une forte odeur, et devient une masse brune solide, qui s'altère à l'humidité de l'air, et se dissout dans l'eau. Elle fait effervescence avec les acides, et acquiert l'odeur du musc ou de l'ambre. On appelle cette substance l'*extrait de la bile*. Les acides décomposent la bile, produisent un précipité verdâtre, qui se dissout en partie en multipliant les points de contact par l'agitation. On obtient trois substances différentes par l'action des acides sur la bile; l'une d'elles a la soude pour base; l'autre est un sel calcaire; et la troisième, une substance cristalline ressemblant au sucre. Les acides coagulent et précipitent l'albumine de la bile; se combinent à la soude, en séparant la matière huileuse, et décomposent les sels phosphoriques. Les alkalis enlèvent le goût amer à la bile, mais ne la coagulent pas.

3. *Du lait.*

Cette substance est sécrétée par des organes particuliers dans les femelles des vivipares et des cétacés; elle est destinée à la nourriture des petits pendant les premières époques de la vie. Le lait est blanc, opaque, variant de densité et de ses autres propriétés, dans les différens animaux, ou suivant la nature de leurs alimens.

Le lait de la vache, qui a été principalement examiné, se distingue par son odeur agréable et son goût particulier, quand il est nouvellement tiré, car, quelque tems après, il subit des changemens considérables. Il se sépare en deux parties : la crème, matière onctueuse qui surnage; et un fluide moins dense, qui possède quelques-unes des propriétés du lait. La crème est jaune, et s'épaissit à l'air; elle est plus légère que l'eau, et devient rance comme les huiles; insoluble dans l'alcool et dans les huiles, et produisant, par une agitation soutenue, du beurre, et un liquide qu'on nomme *petit lait.*

Le *beurre* est jaune; il possède toutes les propriétés des huiles, et se trouve combiné avec une partie du serum du lait; il fond à 35.56, et se mêle bien avec les matières huileuses. On pense que le caillot et le petit lait occasionnent sa rancidité; car, lorsque ces matières sont enlevées, on peut le préserver plus long-tems. Le beurre produit de l'eau par la distillation; un acide liquide; une huile, d'abord fluide, mais qui se concrète; et une portion de matière carbonatée qui reste dans la cornue. Quand on bat le lait fraîchement tiré, il est plus long à produire ces changemens que lorsqu'il a acquis un goût légèrement acide; au lieu que celui qui est déja légèrement acide, sépare un beurre qui n'a point de propriété acide; le lait restant est moins acide que la crème avant le procédé. On conclut de là qu'un acide se dégage, et que ce ne peut être que l'acide carbonique. Le lait restant après la séparation de la crème peut se coaguler par l'addi-

tion de diverses substances, particulièrement la présure, qu'on emploie toujours à cet effet. Cette présure n'est autre chose qu'une matière laiteuse qui se trouve dans le ventricule des veaux. Le coagulum, ainsi formé, se sépare en deux parties, le caillot, et le serum ou petit lait. On peut aussi cailler le lait par les acides, l'alcool, les sels neutres, la gomme arabique et le sucre. Le caillot est blanc, soluble dans les acides végétaux concentrés ou les acides minéraux très-étendus. Le fromage se fait avec le caillot, en séparant le petit lait par expression. La quantité de fromage dépend de la quantité de crème contenue dans le lait; on obtient les meilleurs quand on a fait coaguler le lait à 37.78 centigr.

Le *serum* ou *petit lait* est jaune verdâtre, d'un goût assez agréable et doux. L'ébullition sépare un autre partie de caillot et le liquide devient transparent et incolore. L'évaporation lente en fait déposer une matière sucrée en forme de cristaux blanchâtres, plus une petite quantité de matière saline. Le serum devient acide par la formation de l'acide lactique, auquel on attribue la coagulation spontanée du lait. Le lait éprouve la fermentation, et produit une liqueur vineuse que les Tartares connaissent sous le nom de *koumiss;* ils la préparent avec le lait de jument. Le lait éprouve aussi la fermentation acide: l'addition de quelques cuillerées d'alcool à huit peintes de lait, et l'exclusion de l'air extérieur, tandis que le gaz acide carbonique est permis de se dégager, produit un bon vinaigre au bout de quelques semaines.

4. *De la salive.*

Cette matière, qui est sécrétée dans des glandes particulières de la bouche, est un fluide viscide d'une apparence écumeuse, provenant de l'air qu'elle contient; elle est inodore et insipide. Soumise à l'ébullition, il s'en sépare de l'albumine et on en obtient du muriate de soude par l'évaporation lente. Elle s'épaissit par les acides; l'alcool et l'acide oxalique en précipitent la chaux. Les alkalis la décomposent; les acides

hydrochlorique et phosphorique s'en précipitent par les nitrates de plomb, de mercure ou d'argent. Les propriétés des salives varient beaucoup : celle du cheval est verdâtre, d'une odeur désagréable, d'un goût salin et d'une consistance savoneuse.

5. *Des larmes et du mucus.*

Les larmes sont sécrétées par les glandes de l'œil; elles sont transparentes et incolores, d'un goût salin et d'une odeur presque nulle. Ce liquide verdit les couleurs bleues végétales; quand on l'évapore à siccité, on obtient des cristaux cubiques de sel ordinaire. L'alcool y produit un précipité blanc. Leurs parties constituantes paraissent être de l'eau, du mucilage, de la soude, du muriate de cette base, et du phosphate de chaux et de soude.

Le mucus du nez est composé des mêmes parties; mais, étant plus exposé à l'air, le mucilage en absorbe l'oxigène, et lui donne plus de viscidité.

III. DES PARTIES SOLIDES DES ANIMAUX.

Ces parties sont les os, la peau, les muscles, le cartilage, la cervelle, les nerfs, les poils et les ongles.

1. *Des os.*

Les os diffèrent en solidité et en densité; leur couleur est blanche, leur structure lamelleuse et inflexible. Quand on les brûle, ils se convertissent en une substance blanche, poreuse et insipide, qui retient la forme primitive. L'ébullition à l'eau en sépare les matières huileuses, et produit une portion de gélatine. Quand on conserve de l'os dans de l'acide muriatique étendu, il devient flexible, quoiqu'il retienne sa forme; séché, il devient cassant et semi-transparent; soluble dans l'acide nitrique, qui le convertit en gélatine; les alkalis peuvent alors faire un savon avec cette substance. Ces propriétés

le font ressembler à l'albumine. Les parties constituantes des os sont une matière huileuse, de la gélatine, du cartilage, du phosphate de chaux en grande proportion, plus une petite partie de carbonate et du sulfate de chaux.

2. *De la peau.*

Cette partie constitue l'enveloppe extérieure des animaux, et se compose de l'épiderme, de la peau et d'une substance intérieure qu'on nomme *membrane muqueuse*. L'épiderme se sépare par la macération de la peau dans l'eau chaude; elle est mince, élastique, insoluble dans l'eau et l'alcool. L'acide nitrique la convertit en jaune, et finit par le décomposer. Elle est soluble dans les alkalis fixes. Ces propriétés indiqueraient que l'épiderme ne serait que de l'albumine modifiée.

La vraie peau est plus dense et plus épaisse; elle se contracte par la chaleur, se boursouffle, et exhale une odeur fétide; il reste une masse charboneuse. La peau se ramollit par les acides; elle devient transparente, et puis se dissout. L'acide nitrique la convertit en acide oxalique et en graisse; les alkalis concentrés la réduisent en huile et en ammoniaque. La peau se dissout entièrement dans l'eau par l'ébullition et se convertit en colle; enfin elle se combine rapidement avec le tannin pour former du cuir.

La membrane muqueuse se trouve entre l'épiderme et la peau; c'est cette substance qui, étant de couleur noire, occasionne le teint particulier des nègres. Il est curieux d'observer que, même dans le sujet vivant, on peut enlever cette couleur noire de la membrane par le moyen du chlore. La jambe d'un nègre, qui fut tenue pendant quelque tems dans du chlore liquide, devient partiellement blanche, quoique la couleur noire fût rétablie au bout de quelques jours.

3. *Des muscles.*

Les chairs musculaires sont rougeâtres et d'une contexture

fibreuse. Quand on lave à l'eau froide des petites pièces de chair musculaire, elles blanchissent; l'eau se coagule par la chaleur, et on en obtient de l'albumine et une portion de fibrine. En faisant bouillir la même substance musculaire, on obtient une autre portion d'albumine; et quand on fait évaporer cette eau, elle se convertit en gelée, qui, étant traitée par l'alcool après l'évaporation à siccité, produit la dissolution de la matière extractive, qui abandonne la gélatine et les sels phosphoriques. Ce qui reste de la chair musculaire est d'une couleur grise, insoluble dans l'eau et devenant cassante par la dessiccation. Quand on fait dissoudre la chair musculaire dans l'acide nitrique, il se forme un précipité de phosphate de chaux par l'addition de l'ammoniaque; cet effet ne se produit pas lorsque le muscle a été long-tems bouilli dans l'eau, mais l'acide nitrique le convertit ensuite en oxalate de chaux. Les parties constituantes de la chair musculaire sont la fibrine, l'albumine, la gélatine, la matière extractive, les phosphates de chaux, d'ammoniaque et le carbonate de chaux. La solubilité des chairs musculaires n'est pas en raison du degré de chaleur appliqué. Les différences dépendent à-la-fois de leur qualité et du mode de cuisson adopté. L'ébullition dissout la gélatine, la matière extractive et les sels. La chair musculaire, brûlée sur les charbons, produit un goût amer, qui est dû au développement de l'acide hydrocyanique. Quand on conserve des chairs musculaires dans de l'eau ou de la terre humide, elles se décomposent et se convertissent en une matière qui ressemble assez au blanc de baleine, qu'on nomme *gras de cadavres*. On observa, en 1786, cette substance, en fouillant le cimetière des Innocens de Paris, où un grand nombre de cadavres avaient été enterrés. On pense qu'il ne faut pas moins de trente ans pour effectuer cette conversion; mais l'action de l'eau courante l'accélère beaucoup. Cette substance est blanche, douce, onctueuse, et décomposée par les acides. Les alkalis en dégagent de l'ammoniaque; elle se décolore à l'air. La substance huileuse que les acides étendus en séparent, est blanche, devenant brune

par la dessiccation, et prenant une contexture lamelleuse, comme le blanc de baleine; elle fond à 52.22, se dissout dans l'alcool à la température de 48.88 centigr., forme un savon avec les alkalis, et brûle comme l'huile; mais l'odeur désagréable qui s'en exhale n'en permet point l'usage.

4. *Des membranes, des tendons et des ligamens.*

Les membranes sont les parties qui enveloppent et protégent les parties intérieures des corps : elles sont plus ou moins transparentes et quelques-unes sont extrêmement minces. Elles se réduisent en poulpe par la macération dans l'eau et sont entièrement converties en gélatine par l'ébullition, de sorte qu'elles ne se constituent que de cette substance.

Les parties constituantes des tendons paraissent être les mêmes que celles des membranes; car l'ébullition les réduit également en gélatine.

Les ligamens produisent aussi une portion de gélatine, mais sans se réduire entièrement en gelée comme les membranes et les tendons; il paraît de là qu'une substance autre que la gélatine y entre comme partie constituante.

5. *Du cerveau et des nerfs.*

Les matières du cerveau et des nerfs se distinguent par un toucher savoneux, une contexture serrée et une pesanteur spécifique plus grande que celle de l'eau exposée à l'air, à 15.55 centigr. elle devient putride et exhale une odeur infecte avec un développement d'ammoniaque. Cette matière est insoluble dans l'eau froide, quoiqu'en la triturant dans un mortier, une partie s'en dissolve. Cette solution se coagule par une chaleur modérée; l'acide sulfurique en sépare des flocons blancs qui surnagent, et le liquide devient rougeâtre; un effet semblable se produit par l'acide nitrique, mais la couleur du liquide devient jaunâtre. Ces propriétés correspondent en général à celles de l'albumine.

En traitant la matière cérébrale par l'acide sulfurique étendu, on fait paraître des petites proportions de phosphate de chaux, de soude et d'ammoniaque, plus quelques traces de sulfate de chaux; l'acide nitrique étendu se décompose, il se dégage beaucoup d'ammoniaque et il reste beaucoup de charbon contenant de l'acide oxalique. La matière cérébrale se dissout dans la potasse, avec un dégagement considérable d'ammoniaque.

6. *Des poils et des ongles.*

En comprenant sous le nom général de *poils*, *laine*, *édredon* et *plumes*, les parties qui couvrent différens animaux, et qui paraissent posséder les mêmes propriétés chimiques, on trouvera que ces substances varient en volume, en formes et en couleurs, même sur un seul individu. Quand on soumet du poil à une température au-dessus de 100°, dans la machine de *Papin*, il se dissout, et dépose lentement une huile bitumineuse. Le poil noir produit une huile noire, et on pense que la couleur des poils est due à cette huile: Quand on la sépare par le filtre, le liquide qui est presque incolore, produit un précipité abondant par l'infusion de noix de galle et le chlore, il noircit l'argent et produit un précipité brun avec l'acétate de plomb: les acides le rendent jaune et un excès redissout le précipité. On n'obtient aucune gelée par la concentration du liquide. Une solution faible de potasse dissout les cheveux avec dégagement d'hydro-sulfure d'ammoniaque. Quand on emploie du poil noir, il reste une huile noire non dissoute, une portion de soufre et une de fer; les acides précipitent une matière blanche de cette solution, qui se redissout dans un excès. Les acides sulfurique et hydrochlorique prennent d'abord une couleur rouge, puis dissolvent graduellement le poil; l'acide nitrique le dissout aussi, il rend le poil jaune, et, suivant qu'il est naturellement rouge ou noir, il en sépare une huile rouge ou noire. En faisant digérer du poil dans l'alcool, il se sépare deux espèces d'huiles,

l'une blanche, qui est en forme d'écailles brillantes par le refroidissement; l'autre verdâtre, qui se solidifie par l'évaporation. Quand on emploie du poil rouge, cette dernière huile est de la même couleur.

Par l'incinération des poils, on obtient du phosphate, du sulfate, et du carbonate de chaux, du muriate de soude, beaucoup du silice, du fer et du manganèse. La proportion des substances métalliques est moindre dans les poils rouges et la plus petite de toutes dans les poils blancs; ces derniers contiennent quelques atomes de manganèse qu'on ne trouve pas dans les autres.

Les ongles que l'on considère comme un prolongement de l'épiderme, se ramollissent par une macération continue dans l'eau, et se dissolvent rapidement par les acides concentrés ou les alkalis. Les expériences prouvent que ces substances possèdent les propriétés de l'albumine coagulée, mêlée à une partie de phosphate de chaux.

Les cornes possèdent à-peu-près les mêmes caractères; les écailles des *ophidiens* approchent de la même composition, mais les écailles des poissons contiennent une plus grande proportion de phosphate de chaux.

TROISIÈME PARTIE.

ARTS ET MANUFACTURES.

L'APPLICATION étendue et la grande utilité de la chimie ne sont nulle part plus éminens que dans l'état prospère des arts et des manufactures, dont les principaux procédés dépendent des principes chimiques. Les découvertes brillantes du docteur Black, relativement à la nature et aux effets de la chaleur, ne furent pas plutôt annoncées, quelles furent appliquées avec le plus grand succès au perfectionnement des machines à vapeur, dont le pouvoir étonnant ne cesse de causer la surprise. L'adresse de Wedgewood porta nos manufactures de porcelaine à rivaliser en beauté et en élégance avec les plus belles productions de la Chine; la connaissance théorique et pratique de l'illustre Chaptal, a porté dans presque toutes les branches des arts et des manufactures, où l'aide de la chimie paraissait applicable, un degré de perfectionnement que l'on aurait été des siècles encore à acquérir. Un détail des différens procédés des arts et manufactures, qui sont conduits par des principes chimiques, serait incompatible avec l'objet de ce traité élémentaire; néanmoins, pour l'éclaircissement de cette science, nous croyons utile de donner les procédés les plus généralement suivis dans les verreries et les fabriques de porcelaine; l'art de faire le savon, celui du tanneur, du blanchisseur, du teinturier, du brasseur, les procédés suivis dans les dis-

tilleries, l'art de la panification, celui du doreur et celui du vernisseur, demandent aussi une description particulière.

CHAPITRE PREMIER.

VERRERIES.

Histoire. — Pline attribue à un accident la découverte du verre. L'équipage d'un navire qui avait été jeté sur les côtes de la Syrie, ayant allumé du feu sur le bord de la mer, employa pour combustible des tiges sèches d'une plante nommée *kali*, qui croissait abondamment dans le voisinage. La soude fournie par les plantes, s'étant combinée avec le sable, forma du verre. Quelle que soit l'origine du verre, il semble avoir été en usage du tems de Pline. Joseph l'historien en fait mention; Tacite parle d'un verre fait avec du sable qui abondait en nitre; on a trouvé des vases de verre dans les ruines d'Herculanum, qui fut détruite par une irruption du Vésuve, dans la 79e année de l'ère chrétienne.

On a souvent parlé d'un verre malléable, mais la raison semble rejeter jusqu'à l'idée d'une pareille découverte, malgré que l'on nous assure qu'un architecte romain, banni par Tibère, découvrit une méthode pour rendre le verre malléable, espérant la remission de la sentence portée contre lui. L'empereur, craignant que cette invention ne diminuât la valeur de l'or, aurait ordonné de le faire conduire au supplice pour que le secret pût mourir avec lui. Une autre historiette, qui mérite le même degré de foi, fait faire cette découverte à un Français, qui aurait présenté un buste de verre malléable à Richelieu : celui-ci l'aurait fait condamner à une prison perpétuelle, par la crainte que son invention ne fît tort aux manufactures de verre. Le verre fondu par la chaleur est le seul état où on puisse le considérer comme

malléable. Les Tyriens semblent avoir été les premiers manufacturiers de verre du monde. Le premier établissement de ce genre fut formé à Venise, qui fournit toutes les vitreries des églises, dans le septième siècle. Au commencement du quatorzième siècle, le gouvernement français donna de grands encouragemens à cette branche de l'industrie; et elle ne fut introduite en Angleterre que vers le milieu du seizième siècle.

Composition du verre. — La silice et un alkali sont les substances nécessaires pour composer le verre; ce composé varie suivant les proportions qu'on en combine. Quand l'alkali est en excès, le produit est soluble dans l'eau et la solution s'appelle *liqueur des cailloux;* mais quand la silice domine, le verre est alors solide, transparent et résistant à l'action de tous les acides, excepté l'acide fluorique. La pureté du verre dépend de celle des substances employées. Pour les plus beaux cristaux, on emploie un sable blanc presque entièrement composé de silice; on fait dissoudre l'alkali pour en séparer les matières insolubles, on évapore la solution à siccité et on la combine dans la proportion d'un tiers, avec la silice. Pour rendre le verre moins cassant et plus susceptible de recevoir les ornemens dont on le surcharge, on ajoute deux parties de litharge; enfin, lorsqu'on veut encore obtenir un degré de plus grande pureté, on ajoute un mélange de nitre, de manganèse et d'arsenic blanc, en petites quantités, dans le dessein de détruire les matières colorantes qui se mêlent presque toujours à la masse fondue. L'oxide de manganèse produit particulièrement cet effet, et a reçu le nom de *savon du verrier*. Les beaux cristaux se nomment *flint-glass*, parce que la terre siliceuse nécessaire à leur formation se tirait autrefois des silex (flint). Aux matériaux nécessaires pour obtenir le verre à glace, on ajoute une petite portion de chaux vive, et l'alkali dont on se sert est la soude. Le verre des vitres est composé de substances moins pures; on emploie le *varek* pour alkali, en y ajoutant une petite portion de chaux éteinte. Le verre de bouteilles est le moins pur de

tous, et se fait volontiers avec les débris des premières sortes de verre, que l'on fait refondre avec une quantité de silice (1).

Matières colorantes. — On a déja observé que l'on ajoute du plomb rouge, dont l'objet est de faciliter la fusion, de communiquer plus de ductilité, de poids, et moins de dureté. L'oxide de manganèse est employé pour détruire les matières colorantes; l'excès de plomb rouge qui produit une teinte jaune, se corrige par un peu d'oxide de cobalt; et si on a ajouté trop de manganèse, la couleur violette se détruit en projetant dans la masse fondue un corps combustible, tel qu'un morceau de bois. Mais il est quelquefois nécessaire de communiquer une couleur au verre, et on obtient cet effet par le moyen des différens oxides métalliques. L'oxide de cobalt produit une belle couleur bleue; l'oxide de cuivre ou de chrome, une couleur verte; le verre d'antimoine, une couleur jaune; l'oxide pourpre d'or, une couleur pourpre; l'oxide de manganèse, une couleur violette riche et l'oxide de fer, une couleur olive. Les variétés de teintes se produisent par le mélange de ces oxides.

Préparation des matières. — Les matières employées à la composition du verre doivent subir une préparation préalable

---

(1) Il reste, après le refroidissement du creuset où l'on a fait fondre les matières, une masse compacte, faisant feu avec le briquet, d'une dureté extrême, présentant à la surface des cristallisations en forme de fougère, et dont les verriers se servent en partie pour mettre les autres substances en fusion. Je crois que cette matière serait très-propre à couler des creusets, et surtout des évaporatoires. J'en avais fait la demande au propriétaire d'une de ces fabriques, située en Normandie : les difficultés d'une entreprise nouvelle et entièrement inconnue aux ouvriers, ont fait abandonner cette idée. Il est à regretter que les personnes qui pourraient tout obtenir des marchands fabricans, ne protègent pas de toute leur influence cette partie si essentielle de l'art, car il est plus que probable que nous manquerons long-tems encore de bonnes évaporatoires. (*Note du Traducteur.*)

qu'on appelle *fritte*. On les introduit en proportions convenables dans des fourneaux qui communiquent au fourneau de fusion, duquel ils reçoivent la chaleur. On y tient les matières en rouge pendant le tems nécessaire à leur réduction en une masse uniforme, qu'on appelle *fritte*. Cette opération est indispensable, parce que, si on introduisait les matériaux dans les creusets, ils se détruiraient en conséquence du dégagement de l'humidité; et l'alkali, comme étant la substance la plus fusible, monterait à la surface et se trouverait versé par-dessus les bords, par suite du gonflement de la pâte.

Creusets. — La fabrication de ces creusets est un des objets les plus importans à la réussite des verreries. La terre glaise en forme la base; il faut qu'elle soit facilement travaillée et puisse résister à la vitrification quand on l'expose à la plus forte chaleur du fourneau, sans se contracter ni se gercer; conserver sa forme sans se ramollir, et acquérir de la dureté. Il faut le plus grand soin dans le choix des pièces, dont il faut rejeter celles tachées par le fer ou d'autres impuretés. On place ensuite la glaise dans de l'eau dont elle s'imbibe, et on la passe dans un tamis pour en séparer les parties les plus grossières. On ne doit employer le sable qu'en très-petite quantité dans la fabrication de ces creusets, car l'alkali en produit la destruction par la fusion de la silice; mais, comme la glaise est susceptible de se contracter, on mêle du poussier de fragmens choisis des creusets rompus. La pâte étant convenablement préparée, on forme les creusets, au moyen d'un moule de bois fourni à l'intérieur d'une forte toile bien tendue; on applique des rouleaux de la pâte à l'intérieur du moule, ou bien, en suivant la méthode commune, qui consiste à élever à la main le creuset autour d'une pièce de bois ronde, un peu plus large que le creuset. En travaillant la pâte, il faut que toutes les parties se joignent parfaitement et uniformément, sans laisser ni gersures ni ouvertures. Quand les creusets sont formés, on les expose à une température de 12.78 à 18.33 centigr.; une chaleur plus forte, un froid intense, un courant d'air ou d'humidité, doivent être évités. Quand ils commen-

cent à sécher, on les renferme dans une température de 32.22 à 37.78 centigr. Quand ils sont parfaitement secs et après avoir été exposés à une chaleur rouge, on les place sur leur fond dans le fourneau, et on n'introduit les matières qu'après leur avoir fait subir la plus forte chaleur pendant 24 heures. Les creusets alors étant soumis à l'épreuve, reçoivent les matières en portions séparées, en se gardant de n'ajouter que lorsque la portion précédente est en parfaite fusion. Quand le creuset est rempli, on continue le feu pendant dix ou douze heures; on laisse alors la matière se reposer, afin qu'elle puisse se dégager de la quantité de bulles qui se trouvent dans la pâte; et dans ce dessein, il est nécessaire de tenir la masse pendant plusieurs heures à l'état de fusion. Lorsque cette opération est finie, on laisse tomber graduellement le feu en n'ajoutant plus de combustibles, afin que la masse prenant un peu plus de consistance, soit plus propre à être travaillée.

Manipulation. — Quoique les opérations qui transforment le verre en fusion, en formes diverses, soient très-simples, néanmoins elles requièrent un degré de dextérité qui ne peut s'obtenir qu'après une pratique longue et assidue. Le verre se travaille de deux manières; on peut le souffler ou le mouler. Ces opérations dépendent du degré de fusion de la masse que l'ouvrier habile doit reconnaître nécessaire. En soufflant le verre, on emploie des tubes de fer qu'on appelle *felles*, de différentes dimensions, ayant de 4 à 5 pieds de longueur. On enlève une partie de la matière en fusion à l'extrémité du tube; et, appliquant la bouche à l'autre extrémité, l'ouvrier distend la masse vitreuse, qu'il roule sur une surface unie de fer pendant la distension, et lui donne la forme et la dimension voulue. En fabricant les bouteilles communes qui sont destinées à contenir une quantité de liquide déterminée, on les souffle dans des moules d'airain ou de fer. L'opération des verres à vitres requiert la plus grande adresse. On plonge souvent le tube dans la masse fondue jusqu'à ce qu'il s'y soit rassemblé une quantité suffisante. On roule ensuite la masse

vitreuse sur la table unie de fer, pour lui donner une forme globulaire, et en même tems l'ouvrier le fait distendre par le souffle. Quand elle commence à se refroidir, elle est présentée à l'ouverture du fourneau pour y acquérir de la malléabilité, afin que l'ouvrier puisse lui donner la forme et l'épaisseur requises. Lorsque cette partie de l'opération est finie, un autre ouvrier enlève une portion de la masse fondue à l'extrémité d'une tige de fer solide et l'applique à la partie inférieure du globe qui est encore attaché au tube creux; le premier ouvrier touche alors près du col du globe, avec une goutte d'eau froide, qui, produisant une gerçure, permet d'enlever le tube creux par un coup sec. Par ce moyen, il se forme une ouverture qu'on présente à l'ouvreau du fourneau pour la ramollir, et en même tems on tourne adroitement la tige avec la main. Après quelques minutes, la petite ouverture est élargie au moyen d'un instrument de fer, après quoi, toute la masse est exposée à une ouverture du fourneau plus large, où elle devient de plus en plus ductile; au moyen du mouvement de rotation que l'on continue et qu'on augmente en raison du degré de ductilité, l'ouverture devient de plus en plus large, et enfin, par un mouvement instantané elle s'étend en une feuille circulaire d'une épaisseur uniforme excepté à l'endroit où elle est attachée à la tige de fer. Cette opération, qui demande la plus grande dextérité dont un ouvrier soit capable pour proportionner la rapidité du mouvement circulaire au degré de ductilité acquis, est peut-être une des opérations les plus difficiles des arts.

Les matériaux employés à fabriquer le verre à vitres d'une qualité inférieure sont moins purs que ceux employés pour le verre de première qualité. Ils consistent en six parties de débris, trois de varek et quatre de sable. Ce mélange exposé pendant vingt à trente heures dans le fourneau de calcination, est introduit tout rouge dans le creuset, ou ayant fondu pendant dix à quinze heures, il est alors propre à la manipulation. Une quantité de la masse vitreuse étant enlevée avec la felle, on en forme un globe creux de près de 1 pied de dia-

mètre. On le présente ensuite à l'ouverture du fourneau, et, étant touché avec un fer froid plongé dans l'eau, il se produit une fissure longitudinale, le globe se déroule et forme une feuille de verre. Dans la manufacture des verres à glace, on prend le plus grand soin à la préparation et à la purification des matériaux, qui étant réduits en poudre, sont introduits et tenus pendant dix heures dans le creuset; le mélange étant en fusion, on maintient la chaleur jusqu'à ce que toutes les matières combustibles et colorantes soient dissipées. Quand la masse est ainsi purifiée, on la défend de l'accès de l'air en bouchant les ouvertures des barreaux du gril, pour prévenir les gerçures des creusets qui se forment par le refroidissement trop rapide du fourneau. La température de la masse vitreuse est ainsi réduite à l'état nécessaire, et en recueillant des portions à différentes reprises, à l'extrémité d'une felle, on en forme un globe proportionné à la dimension voulue. Ce globe prend ensuite la forme cylindrique par l'adresse de l'ouvrier; à l'extrémité qui en a été ouverte et élargie par un instrument, on établit une fente le long de la moitié du cylindre, au moyen d'une paire de forces; on attache à la fissure ouverte une côte temporaire; l'autre moitié du cylindre est fendue de la même manière, et on le porte dans un fourneau dont le plancher est couvert d'une couche épaisse de sable, pour empêcher l'adhésion du verre; en quelques minutes, on le transporte dans un autre fourneau où les glaces sont arrangées verticalement pour y être recuites. On fabrique aussi le verre à glaces en le coulant. Dans quelques manufactures, la masse fondue est introduite dans des vases nommés *citernes*, qui sont formés de manière à pouvoir être enlevés du fourneau pour en verser le contenu sur des tables unies de cuivre; quand la glace est assez durcie, on la transporte dans le fourneau à recuire, et on la met dans une position horizontale, jusqu'à ce que l'opération soit finie.

Recuite du verre. — Toute espèce de verrerie veut être refroidie lentement, pour qu'elle soit privée de cette propriété cassante qui la rend incapable du service usuel; il arrive

souvent que des ustensiles de verre, dont les différentes parties sont d'épaisseurs inégales, se fendent, surtout lorsque le refroidissement s'est fait rapidement. Cette propriété du verre non recuit est démontrée dans les *fioles philosophiques*, qui sont faites en cristal, dont le fond a un pouce ou deux d'épaisseur. On peut les frapper fortement contre une surface polie sans les casser, mais quand on y introduit, même avec précaution, un morceau angulaire de silex de quelques grains, ces fioles se rompent en mille pièces. Les *larmes bataviques* en offrent un autre exemple; on les fait de verre ordinaire de bouteilles, qu'on laisse égoutter dans l'eau; il se forme des têtes oblongues attachées à des queues très-délicates. La moindre partie que l'on casse de cette queue, tandis qu'on tient le larme à la main, fait éclater toute la masse avec une petite secousse, eu une infinité de fragmens. Pour rendre raison de ces effets, on observe que le verre, passant du liquide à l'état solide par un refroidissement lent, permet à toutes ses parties de s'arranger uniformément ou de se cristalliser régulièrement; et dans cet état, en conséquence de la cristallisation, la masse acquiert un volume plus grand qu'à l'état de fusion, et en outre, elle devient élastique et susceptible de vibrations continues; mais l'exposition subite du verre à l'humidité, lors de son passage à l'état solide, forme une croûte ou enveloppe extérieure, aux parties intérieures, avant qu'elles n'aient pris un arrangement régulier; et on suppose que les parties intérieures se trouvent alors dans un état de tension ou de compression, par rapport à la croûte extérieure. Un coup sec appliqué à du verre non recuit lui communique une vibration instantanée sans aucun autre changement; mais lorsqu'on casse la queue des larmes bataviques, ou bien qu'on raye la fiole philosophique, la vibration est conduite le long de la surface cristallisée; les parties intérieures pouvant s'étendre, surmontent la cohésion de l'enveloppe extérieure et en produisent la rupture. On peut douter que cette raison, ou toute autre qu'on en donnerait, explique en tout la différence remarquable qui existe entre le verre récuit et celui qui ne l'est

pas. Les verreries de toute dimension aussitôt qu'elles ont reçu leurs formes dans les mains des ouvriers, sont transportées dans les fourneaux de recuite, où on les place sur des surfaces de fer et où on les tient au rouge pendant environ 24 heures, après quoi on les transporte dans un autre fourneau d'une température moins élevée où on les laisse refroidir graduellement.

CHAPITRE II.

MANUFACTURE DE PORCELAINE.

Histoire. — En considérant tous les ustensiles que l'on fabrique avec la terre glaise et qui sont destinés aux usages économiques, depuis les poteries les plus grossières jusqu'aux plus belles porcelaines, on ne saurait douter que cette manufacture ne soit de la plus grande antiquité. La tour de Babylone fut construite en briques, plus de 2000 ans avant l'ère chrétienne. La fabrication des briques était une partie de la servitude des Israélites pendant leur séjour en Égypte; de pareilles fabriques, ainsi que celles d'autres ustensiles de terre, furent bien connues aux Grecs et aux Romains. La manufacture de porcelaine paraît avoir été perfectionnée en Chine et au Japon à une époque très-ancienne; mais ce ne fut que vers le 18e siècle que les manufactures de l'Europe purent rivaliser avec les belles productions de l'Orient, par suite des découvertes étonnantes de Réaumur, et guidées par les belles expériences de ce philosophe. Ce fut avec ce guide que des manufactures de porcelaine furent établies en Allemagne et en France. En Angleterre, vers la fin du même siècle, l'habile Wedgewood semble avoir accompli tout ce qui est désirable pour la qualité, l'élégance, la beauté et la richesse des couleurs.

Matériaux. — L'alumine ou la terre glaise doit être considérée comme la base des terres qu'on emploie dans les poteries ou les manufactures de porcelaine; mais cette terre n'est pas absolument pure. C'est un composé de deux ou trois terres, et la différence des résultats provient de leur choix, l'attention que l'on prend à leur préparation, les proportions dans lesquelles on les emploie et le mode du cuisson qu'on adopte.

Les propriétés d'une bonne glaise sont, de se diviser ou de fondre dans l'eau; de se précipiter sans troubler l'eau; d'être facilement travaillée à la main lorsqu'on l'amène à la consistance pâteuse, par la ténacité et la ductilité; de retenir sa forme et sa consistance en la séchant à l'air; de durcir par l'application de la chaleur sans se gercer ni fondre, et enfin d'être capable de résister aux transitions subites du froid au chaud, lorsqu'elle est cuite.

Préparation. — La préparation des matériaux varie suivant l'espèce d'ouvrage que l'on veut exécuter. Pour les ustensiles grossiers, on trempe la glaise dans des trous, faits à l'air ouvert, et on se sert de toute espèce d'eau; mais pour des espèces plus belles de porcelaine, on réduit la terre en poudre, on la fait tremper dans de l'eau pure; quelques manufactures emploient l'eau de pluie. Tandis que la terre trempe, il paraîtrait que certaines substances salines qui feraient tort à la manufacture, sont dissoutes ou décomposées; car il s'établit une espèce de fermentation avec dégagement de fluides élastiques, particulièrement du gaz hydrogène sulfuré. Pour profiter de l'avantage qui résulte de laisser tremper les terres pendant un certain tems, quelques manufacturiers expérimentés ne commencent ce procédé que deux fois l'an. Les belles expériences de *Réaumur* ont démontré que deux substances sont absolument nécessaires dans la fabrication de la porcelaine, l'une est la terre glaise correspondant au *Kaolin* des Chinois, qui est infusible; l'autre est une matière siliceuse qui possède des propriétés vitreuses et analogue à leur *Petuntse*. Le mélange de ces deux substances en proportions

convenables, fournit une matière demi-vitrifiée nécessaire à la production des plus belles espèces de porcelaine; comme il arrive rarement qu'elles se trouvent dans la nature en ces proportions convenables, on les prépare séparément. La glaise que l'on choisit à cet effet étant réduite en poudre par des moyens mécaniques, on la verse dans l'eau et on la mêle intimement avec des instrumens de bois que l'on meut en tous sens. On laisse tomber les particules les plus grosses et on décante les autres dans un vase propre, où on les laisse déposer; le sédiment se trouve être une masse uniforme et ductile qui est capable d'être mélangé avec la terre siliceuse.

La terre siliceuse, ou matière vitreuse, s'obtient d'ordinaire des masses de silex qui se trouvent déposées dans les couches de chaux. On les brule d'abord dans un four; après avoir été tenus pendant quelque tems au rouge, ces masses deviennent assez cassantes pour pouvoir les réduire en poudre dans un moulin, opération qui se fait sous l'eau pour empêcher les effets nuisibles aux ouvriers, qui résultent de l'absorption des particules très-fines qui s'en échappent. La terre siliceuse en poudre est soumise au même procédé de lavage que la terre argileuse.

La glaise et la silice étant ainsi préparées séparément, on en fait des mélanges en telles proportions qui sont jugées convenables au genre d'ouvrage que l'on veut produire. Quand on cherche beaucoup d'exactitude, les proportions sont réglées par la pesanteur spécifique. A ces matériaux, on ajoute quelquefois du *gypse* réduit en poudre impalpable. La composition étant plusieurs fois tamisée, on en forme une pâte avec de l'eau de pluie, et on l'introduit dans des barils couverts, où, après avoir subi la fermentation, elle change d'odeur, de couleur et de consistance. Il se dégage de l'hydrogène sulfuré; la couleur passe du blanc au gris, et la matière devient plus douce. Pour empêcher que cette masse ne se dessèche, on l'humecte occasionnellement, et plus on la garde, plus les qualités en sont augmentées. Malgré toutes les précautions que l'on puisse prendre dans la préparation

des matériaux pour les belles porcelaines, il est encore nécessaire de les soumettre à une autre opération, dont le but est la division extrême, le mélange parfait et l'uniformité de consistance. C'est ce qu'on nomme *apprêter la terre*, opération qui se fait avec les mains, en la battant sur des tables, avec de grands morceaux de bois ronds.

Manipulation. — On donne à la pâte les formes voulues avec les mains, au tour ou au moyen de moules; le choix de la méthode doit être réglé par la nature, la grandeur et la forme des ouvrages à exécuter. Toute espèce de sculpture, de bustes et d'autres ornemens sont faits à la main; les briques ordinaires, les tuiles et d'autres ouvrages semblables sont formés dans des moules; mais les vases de forme ronde ou creuse sont faits au tour. Pour finir un ouvrage avec perfection, on le soumet à un autre travail, après avoir séché un peu, afin que les formes puissent en être rendues plus délicates, au moyen d'instrumens d'acier.

Cuisson. — Le fourneau employé varie suivant la nature de l'ouvrage; mais, en général, ce fourneau est une tour ronde ou carrée, dont l'intérieur présente deux parties distinctes et séparées par une arche à plusieurs ouvertures, qui permettent le passage de la flamme. Pour les ouvrages grossiers, on emploie toute espèce de combustible, mais on préfère celui qui produit la flamme la plus copieuse. On prend plus de soins à la cuisson des belles porcelaines. Chaque pièce est séparée et renfermée dans un creuset nommé *gazette*, composée d'une pâte très-poreuse, afin qu'elle puisse résister à l'action de la chaleur. Les pièces ainsi enveloppées, on empêche qu'elles n'adhèrent l'une à l'autre, et ne s'altèrent par leur exposition à la fumée. La porcelaine requiert de 36 à 48 heures de cuisson. Les progrès de l'opération se voient au moyen des pièces d'épreuve que l'on place dans des situations convenables du fourneau et que l'on examine de tems en tems.

Émail de porcelaine. — La porcelaine qui a été soumise au procédé de la cuisson est alors à l'état de biscuit. Différens

ouvrages de poterie ne requièrent pas d'autre main-d'œuvre; mais ces productions, qui sont à l'état de biscuit, sont incapables de contenir des liquides en raison de leur nature poreuse. Elles requièrent par conséquent une couverture pour empêcher que les liquides qu'elles sont destinées à recevoir ne pénètrent dans leur substance. C'est pour cette raison que l'on étend une couverture vitreuse sur les surfaces. On l'appelle *vernis* quand on l'applique sur des ouvrages grossiers, et on se sert à cet effet des oxides de plomb, le minium ou la litharge, et du sulfure de plomb ou galène, qui a reçu le nom de *mine des potiers*. Mais, quelle que soit la nature du vernis, il n'est employé qu'en poudre impalpable, de sorte qu'elle puisse rester quelque tems suspendue dans l'eau. Après avoir fait sécher à l'ombre les pièces à vernir, jusqu'à ce qu'elles aient acquis le degré nécessaire de consistance, on les plonge dans une eau qui tient en suspension une terre grasse passée au tamis de soie; les pièces en sont alors rapidement retirées et se trouvent garnies, par cette opération, d'une légère couverture de cette terre. La couleur de la terre est le fond de la couleur des vases, et si on requiert une couleur verte, on peut la lui communiquer par l'addition de quelques tournures de cuivre. Sur cette couverture de terre grasse on applique le sulfure de plomb, presque toujours mêlé à son poids de sable réduit en poudre très-fine et tenue en suspension dans l'eau. De cette sorte, les teintes peuvent être variées à volonté, en appliquant séparément, sur les différentes parties de la surface, des terres grasses jaunes, blanches ou rouges, mêlées ou non avec des tournures de cuivre.

Dans quelques poteries, on n'applique le vernis qu'après avoir fait subir un coup de feu aux vases; dans ce cas, moins de vernis est nécessaire et il faut une plus grande quantité de combustible pour le second feu: de là les considérations à prendre sur les avantages ou les inconvéniens des deux méthodes suivant les circonstances.

On produit une couleur vitreuse noire en projetant dans le feu, au moment de sa plus grande intensité, une quantité

de charbon en poussière; la force du feu se trouvant par-là affaiblie, le fourneau se remplit d'une fumée dense, qui, se décomposant sur les vases, forme une couverture qui se vitrifie aussitôt que le courant d'air rallume le feu et restaure la chaleur. On produit aussi une vitrification directe en projetant du sel ordinaire sur un feu ardent; le sel se volatilise et s'attache en partie aux surfaces ramollies des vases de terre. Mais on doit observer que ces méthodes ne peuvent être employées que lorsque le feu est très-fort, et que les vases peuvent supporter un changement subit de température sans fondre ni se gercer.

Comme le plomb pris à l'intérieur est un poison, on a cherché des moyens de le remplacer dans la composition du vernis. M. Chaptal fit réduire du verre en une poudre très-fine dont il garnit les surfaces des vases couverts d'abord d'une couche d'argile grasse; ou bien, comme la poudre de verre peut se mêler avec la terre grasse, on étend la masse d'une quantité d'eau proportionnée, et on y plonge les pièces sèches qui reçoivent ainsi une couche de vernis, exempte de tout danger, très-économique, et qui requiert moins de chaleur pour la vitrification. On avait pensé que la lave volcanique pouvait être employée comme vernis pour les ustensiles de terre, et, dans quelques cas, elle a rempli le but que ce célèbre chimiste en attendait.

Vernis noir. — Dans une manufacture de Huttingham, on communique un vernis noir à une espèce particulière de poterie. La composition de ce vernis est une partie d'oxide noir de manganèse, 7 de blanc de plomb et près de 2 de silice; ce vernis produit un très-bel effet.

Lustre métallique. — Les différentes substances dont on vient de donner le détail pour couvrir les poteries, sont dans un état de vitrification et ne montrent rien de leur apparence métallique. On a trouvé récemment le moyen d'appliquer sur la porcelaine un lustre métallique que l'on désigne sous le nom de *vernis d'or et d'argent*. Les substances employées sont l'or et le platine; mais avant leur application,

on doit préalablement poser un vernis sur les pièces, et quand on a l'intention d'appliquer un lustre d'or, la porcelaine est faite d'argile rouge ou brune, qui, après avoir été cuite et vernissée, montre sa couleur au travers d'une couche très-mince d'or, et produit ainsi la teinte brune qui distingue cette espèce de porcelaine; l'oxide du métal est mêlé avec une huile essentielle et on l'applique au moyen d'une brosse. La porcelaine étant ensuite exposée dans le four, le carbone du combustible enlève l'oxigène de l'oxide et l'or se réduit à l'état métallique. Quand la couverte est composée de platine, elle produit un lustre d'argent, qui est dû à quelque différence dans l'état du métal; quelquefois aussi ce lustre approche plutôt de la couleur du fer ou de l'acier.

Couleurs à porcelaine. — Les matières colorantes qu'on applique sur les poteries et les porcelaines sont tirées des oxides métalliques. Le fer produit les différentes teintes de rouge, de brun et de noir; l'intensité de cette dernière est beaucoup augmenté par l'addition d'une petite portion de cuivre. L'antimoine et l'argent fournissent le jaune et l'orangé; pour cet effet, on calcine le métal avec quatre fois son poids de nitre, que l'on mêle ensuite avec du plomb vitrifié; l'or, à l'état de précipité pourpre de Cassius, produit les couleurs violette et pourpre; le cuivre produit le vert; et le cobalt, dont on prépare l'oxide avec un minéral nommé *zaffre*, communique une belle couleur bleue.

Application des couleurs. — On applique les couleurs de deux manières; à la main, ou par l'impression d'un dessein fait sur papier. En peignant la porcelaine lorsqu'elle est en biscuit, on travaille l'oxide à l'eau au moyen d'un pinceau, puis on passe le vernis et on la soumet ensuite à une seule cuisson; mais dans quelques cas, on exécute la peinture sur le vernis, car plusieurs couleurs sont sujettes à s'altérer et même à se détruire lorsqu'on les soumet à la chaleur nécessaire à l'application du vernis. Comme l'effet de la peinture sur porcelaine dépend du goût et de l'exécution de l'artiste,

les porcelaines françaises et anglaises surpassent de beaucoup de ce côté, les plus belles productions de l'Est. Pour appliquer des desseins par l'impression, on mêle la matière colorante avec de l'huile de lin bouillie; on grave le dessein sur une planche de cuivre, à laquelle on applique les couleurs comme à l'ordinaire; on pose une feuille de papier très-mince sur la planche que l'on passe dans la presse; tandis que le papier est encore humide, on l'applique avec la peinture sur le biscuit après en avoir coupé les parties inutiles; on frotte ensuite la surface avec un rouleau de flanelle pour en forcer les couleurs dans les pores. Après y être resté pendant une heure, pour permettre une quantité suffisante de matière colorée d'être absorbée, on en sépare le papier par l'immersion dans l'eau et la friction; il reste une impression distincte du dessein sur le biscuit. La porcelaine ayant de cette manière reçu l'impression, on la laisse sécher et on l'introduit ensuite dans un fourneau dont la température n'est pas trop élevée pour en volatiliser l'huile et fixer les matières métalliques, afin de la rendre propre à recevoir le vernis. Comme l'oxide de cobalt est employé en grand pour produire une couleur bleue, il est curieux d'observer que la préparation de cette matière colorante a atteint un degré de perfection qui a forcé les potiers et manufacturiers chinois à se procurer cette matière en Europe.

Dorure. — Pour préparer l'or qu'on emploie à la dorure des porcelaines, on fait dissoudre le métal dans l'acide nitro-muriatique (eau régale); l'acide se dégageant par la chaleur, l'or se réduit à l'état métallique, on le mêle alors avec du borax et de l'eau de gomme pour en faire une composition convenable à son application sur les pièces; on les expose ensuite dans un fourneau où le métal reprend son brillant métallique par le feu. Il est évident ici que le gomme se trouve enlevée par la chaleur et que le borax forme un ciment vitrifié, qui fixe fortement l'or à la porcelaine.

CHAPITRE III.

L'ART DE FAIRE LE SAVON.

Le *savon* est une composition chimique dont les substances essentielles sont l'huile et un alkali; ce composé étant soluble dans l'eau, le rend propre à nétoyer les étoffes. L'alkali seul pourrait, dans beaucoup de cas, produire le même effet; mais ses propriétés âcres sur les matières animales et végétales altéreraient trop souvent la contexture ou la couleur des étoffes auxquelles on l'appliquerait, tandis que, combiné avec une huile en forme de savon, ces qualités destructives se trouvent neutralisées et ses bons effets conservés.

Histoire. — Les annales les plus antiques du monde font mention de l'usage du savon, quoi qu'il soit également certain qu'il fut précédé par l'application d'autres matières savoneuses, obtenues de plantes ou de substances terreuses; il paraît également certain, que l'alkali était employé de même avant la découverte de ce composé précieux. Le nitre, qui est indubitablement la même chose que le natron des Orientaux, et la soude des chimistes modernes, sont décrits, dans les écritures sacrées, comme des substances propres aux lessives. Les mêmes écritures font mention du savon, et la découverte d'une savonnerie avec quelques-uns de ses produits, parmi les ruines de Pompeïa qui fut détruite par une éruption du Vésuve dans la 79^e^ année de l'ère chrétienne, fournit, jusqu'à l'évidence, la preuve qu'il était connu des Romains. Il n'est pas moins remarquable que du savon trouvé après un lapse de 1700 ans fut encore parfait.

Matériaux. — Les plus nécessaires sont l'huile et un alkali. La potasse ou la soude, et diverses matières oléagineuses, tirées du règne végétal ou animal, sont employées dans les

manufactures de savon. La potasse produit du savon mou, et la soude du savon dur. Quelques autres ingrédiens sont souvent ajoutés, suivant l'intention. Une portion de résine pour leur communiquer une couleur jaune, et une préparation de fer, pour le marbrer.

Le plus beau savon dur se fait avec l'huile d'olive et la soude; l'alkali est obtenu de la meilleure espèce de barille; c'est ainsi qu'on le fabrique à Marseille. Le *savon de Windsor*, qu'on emploie à la toilette, est un composé de soude et d'huile d'amandes; mais les savons ordinaires de la grande Bretagne sont fait avec les matières huileuses du plus bas prix, principalement le suif et d'autres graisses; l'alkali employé est la potasse, la perlasse; quelquefois un mélange de barille et l'addition d'une portion de sel commun. Des expériences nombreuses ont été faites par les chimistes français avec des huiles différentes, du lard, du beurre rance, de l'huile de Colsa, de l'huile de baleine et quelques autres; la soude a été également employée, soit en barille ou cristallisée.

Préparation. — Dans les manufactures de savon dur de ce pays, l'alkali employé est un mélange de barille et de perlasse. Quand on ne fait point d'addition de soude à la potasse employée, on ajoute une quantité de sel ordinaire, pour obtenir le degré de consistance voulu. La potasse étant dissoute dans l'eau à une chaleur modérée, on en verse la solution dans une cuve contenant des cendres ordinaires de bois, mêlées avec de la chaux, dont l'objet est d'enlever l'acide carbonique de l'alkali et de le rendre caustique, afin que la combinaison se fasse plus rapidement et en plus grandes proportions avec la matière huileuse. Quand la solution est coulée, elle constitue la première lessive, qui est la plus forte; on retourne les cendres, on y ajoute une autre proportion de chaux et on forme une seconde lessive par une addition d'eau. La grande chaudière étant chargée de suif et des deux tiers de la première lessive, on maintient une chaleur modérée jusqu'à ce que les matières s'incorporent. Lorsque cette incorporation ne se produit pas à tems, on ajoute une autre portion d'al-

kali, jusqu'à ce que le suif en soit saturé. On retire alors le feu et après avoir laissé le mélange en repos pendant quelque tems, on y projette une quantité de sel ordinaire; on remue la masse dans tous les sens et la matière présente alors une apparence de saponification. On augmente le feu, et après que l'ébullition a été maintenue fortement pendant quelques minutes, on le retire de nouveau; on laisse les matières en repos pendant une heure et demie, et on enlève à la pompe la lessive épuisée qui se trouve au fond. La seconde opération commence en élevant le feu et en ajoutant la deuxième lessive faible à la masse, qui, étant traitée de la même manière, est amenée à l'état de glu; on la remet en consistance savoneuse par l'addition d'un peu de sel ordinaire; après l'ébullition et le repos, on enlève la deuxième lessive. Dans la troisième opération, on ajoute la partie conservée de la première lessive; cette addition convertit la masse en glu épaisse, qu'une autre portion de sel amène à l'état de savon. Toute la masse est alors soumise à une forte ébullition pendant trois heures, plus ou moins suivant les quantités et les circonstances. On en examine des échantillons qu'on enlève avec une truelle, jusqu'à ce que le savon soit assez dur au toucher, et jusqu'à ce que la lessive se clarifie et abandonne le savon en masses rondes. On enlève alors cette lessive épuisée et l'écume qui se rassemble au sommet. Tandis que le savon est encore fluide, on le coule dans des moules de bois ou de fer blanc, dont les côtés et le fond peuvent se séparer quand il a pris de la solidité. Trois ou quatre jours le rendent maniable; on rompt alors les moules, et on coupe la masse consolidée avec un fil de cuivre, en forme de pains de différentes longueurs; on les conserve pendant quelque tems dans des lieux très-aérés, où ils acquièrent le degré de dureté nécessaire.

Proportions des ingrédiens. — Il est naturel de penser que les proportions varient dans les différentes fabriques, suivant la force et la pureté des matières employées; peut-être aussi les proportions varient-elles en raison du mode de fa-

briquer. D'après les expériences des chimistes français, il paraît que 3 livres d'huile d'olive produisent 5 livres de savon sec et propre à l'usage; mais quand on le garde dans un lieu sec, il continue de diminuer de poids et se réduit à-peu-près à 4 livres. D'un autre côté, quand on le garde dans l'humidité, on peut obtenir plus du double de ce poids de la même quantité de matières. Cette augmentation provient de l'absorption de l'eau de l'atmosphère, et la diminution provient du dégagement de ce fluide. En proportionnant les ingrédiens, 100 livres de la perlasse suffisent pour saturer 200 livres de suif. Le produit est de 20 parties de savon sur 12 de suif employé. Quand la barille ou la soude est le seul alkali employé, on ajoute rarement du sel ordinaire, quoiqu'il paraisse accélérer la séparation ou le départ de la lessive épuisée, tant dans les savons durs que dans les savons mous. Mais quand on emploie une grande quantité de potasse, l'addition du sel est alors nécessaire pour faire un savon parfait. Dans ce cas, il se produit une double décomposition entre les deux composés. La potasse, qui se combine avec l'acide muriatique, reste en solution dans l'eau-mère; l'huile et la soude forment le savon d'une consistance desirée.

Savon jaune. — Ce savon est fabriqué dans ce pays avec du suif et de la barille, auxquels on ajoute une portion de résine après la combinaison; on ajoute aussi quelquefois un peu d'huile de palmier. La première partie de l'opération est de saturer entièrement le suif avec la lessive, jusqu'à ce que que le liquide clair qu'on enlève après l'ébullition nécessaire soit presque aussi fortement alkalin que lorsqu'on l'a introduit; la résine est alors fondue et bien mélangée avec la masse.

Savon marbré. — On marbre souvent de veines rouges et bleues les savons destinés à remplir différens usages domestiques. Cette espèce de savon est plus dure que le savon blanc, quoique composée des mêmes matériaux. La raison en est que la dessiccation requiert une plus haute température

pour faire prendre le marbré. Aussitôt que le savon est séparé de la lessive épuisée, on ajoute une portion de lessive nouvelle et immédiatement après, une solution de sulfate de fer. Cette solution est décomposée par l'alkali; l'oxide noir se sépare et se trouve compris dans le savon liquide. La chaudière étant refroidie, la lessive épuisée, enlevée, et le savon fondu de nouveau, un ouvrier fait le mélange avec un instrument de bois, pendant qu'un aide y projette de tems en tems une quantité de colcothar ou oxide rouge de fer, mêlé à de l'eau. Dans le mélange des oxides de fer avec le savon, il est nécessaire de faire preuve d'une certaine dextérité manuelle, pour que la matière colorante puisse se disposer en veines.

Savons parfumés. — Dans la fabrication des boules de savon ordinaire, on fait fondre une quantité de savon dur, que l'on mêle à de l'amidon très-fin, dans les proportions de 5 de savon sur 3 d'amidon. On coupe le savon en petites pièces, et étant fondu dans un chaudron, on ajoute les deux cinquièmes d'amidon pendant que l'on remue la masse. On le verse ensuite sur des tables unies; on y ajoute le cinquième restant de l'amidon et on malaxe le mélange à la main, jusqu'à ce que l'incorporation soit complète; on donne alors à la pâte la forme désirée. Quand on traite de la sorte du savon marbré, les boules sont colorées en raies bleues et rouges. On prépare aussi ces boules de savon à toilette, en dissolvant le savon blanc dans l'alcool; on y ajoute une huile aromatique pour parfum. Le savon étant coupé par morceaux, on le laisse digérer pendant 24 heures dans l'alcool; on en triture ensuite la pâte dans un mortier avec des aromates réduits en poudre, ou avec de petites quantités d'huile de jasmin, de citron ou d'oranger. Lorsque la pâte a acquis une consistance suffisante, on en forme des boules. Quelquefois, on mêle les matières aromatiques avec un mucilage de gomme adraganthe et de blanc d'œufs. Un autre moyen consiste à faire infuser les substances aromatiques dans de l'alcool et d'en mêler une petite portion au savon.

Savon mou. — Quand on emploie exclusivement la potasse, en quelque état qu'elle soit, les produits sont toujours d'une consistance pâteuse; on les applique au nétoyage des étoffes de laine. Le savon mou est toujours brun ou verdâtre; cette couleur semble dépendre de la nature des huiles employées, car avec l'huile d'olive il est blanc. Dans ses propriétés chimiques, il est à-peu-près le même que le savon dur, mais il a des qualités plus fortes et plus âcres. Quoique les procédés de sa fabrication soient moins compliqués, on éprouve souvent beaucoup de difficultés à unir les matériaux; de là résulte beaucoup d'adresse pour combiner l'huile et l'alkali, et empêcher leur désunion après la combinaison. Le contenu de la chaudière, après une ébullition et une évaporation suffisantes, se convertit en savon, sans éprouver de départ entre le savon et la lessive épuisée comme dans le savon dur; les opérations du moulage et de la dessiccation sont inutiles. Dans les manufactures de Flandres et de Picardie, on emploie les huiles de pavots, de graines de lin, etc., etc, avec de la potasse de Dantzic ou de Russie. L'alkali étant mêlé avec la chaux, on en fait des lessives. 30 parties d'huile et 40 de forte lessive, produisent 65 parties de savon. On ne remplit la chaudière que de moitié, afin que le contenu ne puisse se déverser par l'ébullition; on ajoute la lessive graduellement à l'huile, jusqu'à ce que la masse prenne une apparence de saponification; on continue l'ébullition jusqu'à ce que la pratique avertisse que la masse aura la consistance desirée par le refroidissement, ce qu'on connaît en enlevant une petite quantité et en observant si elle reste brune et granulée par le refroidissement, n'adhérant pas aux doigts, et s'étendant en fils. On enlève alors le savon et on le met en bariques. Lorsqu'on prépare le savon avec une grande proportion d'huile jaune, on lui donne une couleur verte par l'addition d'une solution d'indigo; on le reconnaît pour être de bonne qualité. Celui qu'on estime le plus cependant, est de couleur brune tirant au noir. Les Flamands teignent leur savon, en ajoutant une demi-heure avant l'ébullition, une

composition de deux parties de sulfate de fer, de noix de galle et une de bois rouge.

Réactifs pour le savon. — Le bon savon est entièrement soluble dans l'eau, sans que ses parties se séparent pendant la solution; on l'altère quelquefois en ajoutant de la chaux en poudre, du gypse calcaire, et quand il est fait, on ajoute de l'eau qui communique une couleur blanche. Cette dernière fraude, qui en augmente le poids sans lui donner de qualités nuisibles, se découvre facilement en exposant le savon à l'air, où il devient dur et jaune, en éprouvant une perte de poids. En dissolvant le savon dans une grande quantité d'eau, la terre dont on s'est servi pour l'altérer se précipite. (*Dict. de Chimie d'Aikin.* — Chaptal; *Chimie appliquée aux arts*).

CHAPITRE IV.

L'ART DU TANNEUR.

Rendre les peaux des animaux capables de résister à la putréfaction, leur donner une contexture plus solide, et les rendre moins perméables à l'eau, sont les objets de l'art du tanneur, dont l'œuvre essentielle est la combinaison du principe végétal appelé *tannin*, avec la *gélatine* qui constitue la plus grande proportion des matières des peaux. Le composé obtenu par ce procédé est le cuir, appliqué à tous les usages auxquels les peaux non tannées sont impropres. Il est probable que cet art doit son origine à l'immersion accidentelle d'une peau dans une infusion végétale contenant une portion du principe astringent ou tannin. C'est un des arts les plus anciens, connu parmi toutes les nations et très-remarquable par la singularité des méthodes que l'on pratique pour l'obtenir. La peau fraîche est composée principalement de membranes. Dans son caractère chimique la vraie peau est de la gélatine

très-dense et soluble dans l'eau. Mais elle est aussi pénétrée de vaisseaux sanguins, limphatiques et d'autres matières; elle est recouverte, à l'extérieur, de l'épiderme, plus du poil ou de la laine. Cette épiderme et sa couverture de poil sont insolubles dans l'eau et capable de résister à la putréfaction; mais on les sépare facilement de la vraie peau quand l'adhésion en est affaiblie par la putréfaction, ou bien par l'action de la chaux, des alkalis ou des acides. Avant que les peaux ne soient converties en cuir, on doit en séparer ces matières insolubles dans l'eau et qui sont non seulement incapables de s'unir avec le tannin, mais qui empêchent même la combinaison parfaite de la gélatine de la vraie peau. Certaines opérations préliminaires sont donc nécessaires avant que le procédé du tannage ne soit complété.

Préparation des peaux. — La nature de la peau requiert des variations dans le mode des opérations préliminaires. Les peaux que l'on destine à former un cuir très-fort, comme celles de bœufs, lorsqu'elles sont fraîches ou vertes, sont lavées avec soin dans l'eau, pour en séparer le sang et les autres impuretés; on les laisse tremper quelque tems dans ce liquide; mais lorsque les peaux sont sèches, on les laisse tremper plus long-tems, quelquefois pendant 14 jours, suivant la chaleur de la saison. Pendant ce tems, on les retire une ou deux fois pour veiller l'opération; quelques manufacturiers, après le lavage des peaux, les roulent en tas, et les mettent dans un endroit chaud pour favoriser la putréfaction, afin que le poil et l'épiderme en soient plus facilement enlevés. Pour faciliter la séparation du poil, l'application de la chaux est une pratique aussi ancienne que générale. A cet effet, on introduit les peaux dans des fosses souterraines, avec de la chaux vive, à laquelle on ajoute une quantité d'eau pour en faire une lait de chaux; opération qu'on appelle *plamer à la chaux*. Les fosses sont de trois espèces, suivant la force de la chaux; on plonge d'abord les peaux dans le mélange le moins fort; on les y laisse jusqu'à ce que le poil puisse s'enlever à la main; lorsque cette liqueur n'est pas assez

active, on les met dans la fosse suivante. La nature des peaux, la température et la force du mélange règlent le tems nécessaire à ces détrempes; on avait proposé de substituer l'eau de chaux au lait de chaux; mais l'action n'en paraît pas être assez permanente, et en outre, la solution demande d'être renouvelée. Après avoir été dans les fosses pendant quelque tems, on est d'usage dans quelques tanneries, de rassembler les peaux en tas sur la terre, de les y laisser huit jours et puis de les remettre dans les fosses: on répète alternativement ces opérations jusqu'à ce que le poil puisse s'enlever facilement par le ratissage. Dans quelques pays, on mêle une grande quantité de cendres à la chaux; mais on s'est assuré que ce mélange rend le cuir moins consistant que lorsqu'on emploie la chaux seule. On croit que lorsque la peau retient de la chaux, elle en devient dure et cassante; car pour les peaux épaisses qu'il est très-difficile de laver parfaitement, on évite maintenant l'usage de la chaux dans les manufactures de ce pays; on enlève le poil et les matières étrangères seulement en les trempant dans l'eau et les soumettant à la fermentation. Quelle que soit la méthode à suivre dans cette préparation préliminaire, aussitôt que le poil peut être enlevé, on place les peaux sur un chevalet qui a la forme d'un demi-cylindre; la peau aussi-bien que l'épiderme et les autres impuretés sont enlevés au moyen d'un couteau; c'est ce qu'on appelle *écharner*.

Par rapport à son épaisseur et sa contexture serrée, on soumet la peau à un autre procédé, pour la rendre capable de recevoir la liqueur du tannin. Dans la vue d'en ouvrir les pores, on la plonge dans un liquide fermenté de farine de riz, ou d'orge, ce qu'on nomme *plamer à l'orge*. La liqueur sure ainsi préparée (qui n'est qu'un acide acéteux impur), paraît avoir un effet puissant d'ouvrir ou d'élever les tissus de la peau; mais cet effet est sans doute assisté par la fermentation continuelle de la peau même. Lorsque le procédé est bien conduit, la peau se gonfle et se ramollit assez bien; mais on doit avoir le plus grand soin pour que la contexture

n'en soit pas altérée par un contact trop prolongé de l'acide. La force variable de la solution acide, l'état du tems qui retarde ou accélère la fermentation et les autres causes extérieures qui ne sont pas facilement appréciés, occasionnent beaucoup d'incertitude dans le procédé de ramollir les peaux. Pour lever ces difficultés, on a proposé l'usage de l'acide sulfurique très-étendu d'eau, et on l'a généralement adopté. Les proportions sont 0,473 litres d'huile de vitriol ordinaire sur 190 litres d'eau. Ces deux procédés ont été trouvés bons dans la préparation des peaux, mais il paraît que l'action en diffère considérablement. La fermentation des peaux, continuée dans le bain de l'acide végétal, les rend épaisses et douces, lorsqu'elle réussit bien; dans le bain d'acide sulfurique, la fermentation est interrompue, la peau est moins susceptible d'altération par un long séjour dans l'eau, mais elle devient épaisse et dure. Lorsqu'on emploie l'acide, on accélère l'opération à l'aide de la chaleur et on change continuellement les peaux d'un bain faible à un plus fort jusqu'à ce que l'opération soit terminée; cette méthode est généralement usitée en Angleterre. Après cette opération, on soumet les peaux à celle du tannage.

Dans la préparation des peaux de vaches, de veaux et de celles que l'on destine à constituer un cuir doux et flexible, après les avoir fait tremper dans l'eau pendant un jour ou deux, on en sépare les chairs et les graisses comme d'ordinaire : on les tient ensuite pendant plusieurs jours dans l'eau de chaux, où on les remue souvent pour en détacher le poil et l'épiderme, qui s'enlèvent ensuite au chevalet; après qu'on en a bien enlevé la chaux, on prépare un bain d'eau et d'excrémens de volaille, de pigeons ou de chiens, que l'on choisit en raison de leurs qualités putrescibles, et que l'on projette dans l'eau; on y place les peaux pendant quelques jours, plus ou moins long-tems, suivant leur force; quoiqu'elles soient dures et épaisses avant cette dernière immersion, on les en retire souples et douces. Il est nécessaire cependant d'avoir de la précaution pour les peaux minces et fines; car, si on les

y laisse quelques heures de plus que nécessaire, elles se trouvent complètement détruites; ce procédé fini, on les nettoie comme à l'ordinaire et on les soumet à l'opération du tannage.

Du tannage. — Toutes les substances végétales astringentes, comme l'écorce de chène, de saule, les noix de galle, etc., etc., lorsqu'on les fait macérer dans l'eau froide ou chaude, forment une infusion très-astringente, dont on obtient par l'évaporation une substance grise qu'on nomme *tannin*. Quand on fait tremper une peau, préparée comme il a été dit, pendant quelque tems, dans une pareille infusion, elle en extrait le tannin en changeant entièrement de propriétés; elle devient plus pesante; sa contexture acquiert de la solidité; elle résiste à la putréfaction et elle devient moins perméable à l'eau.

Toutes les matières végétales qui contiennent le principe astringent, sont propres au tannage; mais l'écorce de chène en contenant une proportion plus grande et se trouvant être la matière la plus commune, est généralement employée dans ce pays. On enlève l'écorce au bois abattu pendant le printems; on la met dans des sacs que l'on abrite de la pluie et qu'on place dans un courant d'air. L'écorce étant sèche, on la réduit, au moulin, en poudre grossière et on mêle celle-ci à de l'eau dans des fosses; l'infusion ainsi préparée s'appelle *le marais*. Elle contient aussi les autres substances solubles de l'écorce. Après que les peaux ont subi les préparations nécessaires, on les introduit dans des fosses contenant une solution faible d'écorce; on les laisse macérer pendant quelques semaines, avec le soin de les remuer fréquemment. On augmente graduellement la solution de tannin, puis on introduit les peaux, qui ont alors reçu un demi-tannage, dans d'autres fosses, si on le juge convenable. On les place en couches alternatives de peaux et d'écorce de chène, jusqu'à remplir les fosses; on les couvre d'une couche épaisse d'écorce et on les mouille avec la première solution. De cette sorte, les peaux sont exposées à l'action entière de la solution satu-

rée de tannin, et on y ajoute encore des portions additionnelles de tannin, en raison de l'absorption qui se fait du principe, jusqu'à ce que l'opération soit complète. On reconnaît la fin de l'opération par le changement de couleur de la peau, qui est noix de muscade intérieurement; lorsque le procédé n'est pas fini, on aperçoit une raie blanche dans l'épaisseur de la peau. Quand la peau est complètement tannée, on la retire et après qu'elle est égouttée, on la place sur une pièce de bois convexe où on la bat avec un fer, et quelquefois, pour la rendre de plus en plus solide, on la passe entre deux cylindres de fer. On place ensuite la peau dans un hangard, dont les côtés admettent une circulation d'air et où on la laisse jusqu'à ce qu'elle soit parfaitement sèche.

Le tems requis pour la conversion des peaux en cuirs varie suivant leur nature et l'intention du fabricant. Les peaux de veaux ordinaires sont suffisamment tannées lorsqu'elles ont été soumises au procédé pendant deux à quatre mois; mais les peaux épaisses dont on fait le cuir à semelles, ne peut être fait en moins de quinze ou dix-huit mois, et dans quelques cas, même vingt mois; il est reconnu que le cuir ne gagne pas seulement en poids, par une longue exposition en contact avec le tannin, mais aussi en qualité. La nature des procédés du tannage a été particulièrement étudiée par les chimistes Français et Anglais; il a été reconnu par M. Seguin, Français, que le tannage consistait principalement en une combinaison lente et intime du tannin, avec les fibres de la peau; mais comme l'écorce de chêne contient d'autres matières solubles, telles que l'acide gallique et l'extrait, qui sont tous les deux absorbés par la peau, on doit les considérer comme formant une partie du cuir tanné. La couleur même que l'on développe en frottant le cuir avec une solution d'un sel de fer, démontre la présence de l'acide gallique. On croit que le principe extractif communique la couleur brune et quelque flexibilité au cuir; les observations de S. H. Davy paraissent prouver que la partie de tannin absorbée, est réglée sur la quantité d'extrait qui existe dans l'infusion. La qualité du cuir

est aussi très-affectée par la force de l'infusion du tannin, ainsi que le poids que la peau acquiert pendant le procédé. Le tannin étant plus soluble que l'extrait, une solution, quoique très-forte, en est presque toujours saturée, tandis que la proportion d'extrait est comparativement très-petite. Il paraît aussi que la peau fixe une plus grande quantité de tannin, qu'aucune autre matière de l'infusion, et que le cuir composé de peau et de tannin, plus une très-petite proportion des autres matières de la solution, est plus cassant et moins durable que lorsqu'il contient une plus grande quantité d'extrait. Il paraît également probable, que la qualité du cuir est affectée par la durée du procédé et par l'emploi d'une infusion de tannin plus ou moins étendue d'eau; car, lorsque l'opération marche rapidement, la partie extérieure de la peau peut être très-bien tannée, avant que la liqueur ait pénétré à l'intérieur; et la contexture se serrant de la sorte, empêche les particules de tannin d'imbiber la partie intérieure de la peau et l'uniformité nécessaire dans toute la substance du cuir. On trouva aussi qu'une proportion plus grande de tannin est absorbée par un tannage plus rapide que par celui qui est gradué; c'est-à-dire que 100 parties de cuir préparées en deux semaines étaient composées de 73 de peau et 27 de tannin, plus les autres substances absorbées de l'infusion de l'écorce de chêne; et que la même quantité de cuir préparé en 12 semaines, dans une infusion proportionnellement plus faible, contenait 85 de peau et seulement 15 de tannin et des autres parties de l'infusion. Dans le dessein d'abréger le tems et de diminuer les dépenses, M. Seguin proposa l'emploi des solutions de tannin, au lieu du mélange de l'infusion de l'écorce de chêne de différens degrés connus, dans lesquels la peau pourrait être graduellement et régulièrement passée des solutions les plus faibles aux plus fortes. Ayant arrangé une série de cuves contenant une quantité d'écorce de chêne, il versa de l'eau dans la première, qu'il fit couler ensuite par un trou percé au fond de cette cuve. Il mit cette infusion sur l'écorce contenue dans la seconde, qu'il versa en-

suite sur celle des troisième et quatrième cuves, et successivement sur toute la série, jusqu'à ce qu'elle fût saturée de tannin. Il versa ensuite de l'eau fraîche sur l'écorce contenue dans les différens tonneaux, dans le même ordre, et il en obtint une seconde solution, mais moins forte que la première. Il en prépara ainsi trois ou quatre, qui constituèrent la liqueur à employer dans le nouveau procédé. Après leur avoir fait subir les préparations nécessaires, il fit passer successivement les peaux dans ces différentes infusions, de la plus faible à la plus forte, jusqu'à ce que le procédé fût entièrement complété. Le tems se trouve considérablement abrégé par cette méthode, quoiqu'on n'ait pas réussi à l'introduire en Angleterre. Peut-être que le cuir obtenu est inférieur en qualité, par le manque de quelques matières végétales de l'écorce, qui se dissolvent pendant l'ancien procédé. Comme le tannin est plus abondant par le procédé de M. Seguin, et la matière extractive en moindre quantité, on peut croire que le manque de cette dernière matière rend le cuir plus cassant et moins durable. En employant quelques-unes des solutions à chaud, il est reconnu que les peaux sont plus tôt pénétrées de tannin, et que ce moyen doit encore épargner beaucoup de tems.

De l'art du corroyeur. — Comme la flexibilité du cuir diminue beaucoup pendant le tannage, il est nécessaire de lui rendre cette propriété, pour qu'il puisse être appliqué aux usages ordinaires; c'est ce qu'on obtient en corroyant le cuir. Après que les peaux ont été tannées, comme dans le procédé des peaux de veaux, que l'on destine à faire les dessus des souliers, on enlève d'abord les parties de la face, des côtés et de la queue, puis on les ramollit en partie en les trempant dans l'eau, et en partie par des moyens mécaniques; on place alors la peau humide sur le chevalet, le côté intérieur au dehors; on la réduit à une épaisseur uniforme au moyen du couteau. Quand cette opération est achevée, on la place de nouveau dans l'eau, on la lave, et on l'étend sur une table de pierre, où on la travaille avec le côté d'une pierre carrée,

fixée à un manche; et avec une brosse, on la nettoie d'une substance blanche appelée *la fleur,* qui paraît sur le cuir tanné, au moyen de l'écorce. En étendant la peau, les plis naturels du grain disparaissent, et pour obtenir entièrement cet effet, on la nettoie une seconde fois, après quoi on la transporte dans le hangard, où on la soumet au *graissage*, qui consiste dans l'application d'un mélange d'huile de poisson et de suif, des deux côtés du cuir, mais en plus grande quantité du côté intérieur. Quand la peau en est faiblement garnie, elle est moins durable que lorsqu'on la fournit abondamment de ce mélange huileux; cependant l'excès pèche en ce qu'il altère la couleur du grain. On fait sécher la peau après cette opération; on la soumet ensuite à une autre opération, qui consiste à doubler la peau et à la travailler avec une planche rude, jusqu'à ce que son côté intérieur soit bien nettoyé. Pour la noircir, on emploie un mélange d'huile, de noir de fumée et de suif, que l'on applique avec une brosse rude du côté intérieur, tandis que le côté du grain ou l'extérieur est traité par une solution de couperose. La préparation du maroquin, dont on fait des garnitures de voitures, des portefeuilles, etc., est variée suivant la nature de la peau; mais quand il est nécessaire de la conserver blanche, on conduit l'opération de la manière suivante. On fait d'abord tremper les peaux d'agneaux pour en séparer le sang; on les place sur le chevalet, où on en ratisse les côtés intérieurs; on les suspend ensuite dans des chambres échauffées, où la putréfaction se trouve accélérée par la chaleur; il découle une matière visqueuse des surfaces; la laine se détache et s'enlève facilement. Pour arrêter la putréfaction, on fait tremper les peaux pendant deux à six semaines dans de l'eau de chaux; elles y durcissent et acquièrent de l'épaisseur; on les réduit ensuite à une épaisseur uniforme. Pour enlever la chaux, on les met pendant quelques semaines dans un mélange de son et d'eau; elles éprouvent une faible fermentation, et diminuent en épaisseur par la séparation de la chaux. Ainsi purifiée, la peau peut être tannée ou subir l'opération de la teinture. On

travaille de même les peaux de chevreau ou de chèvre, avec cette différence qu'on les soumet à l'action de la chaux avant que le poil ne soit enlevé. Lorsque les peaux sont préparées, on les plonge dans une solution d'alun et de sel, à chaud, dans la proportion de 3 et 5 pour 200 de peau ordinaire. La peau y acquiert un grand degré d'épaisseur et de dureté. On la lave, on la laisse fermenter quelque tems dans l'eau de son, pour en séparer les matières salines; on en réduit l'épaisseur, et enfin on l'étend dans un lieu échauffé pour la sécher entièrement. Souvent on fait tremper les peaux une autre fois pour en rendre les surfaces douces; on les introduit dans des baquets d'eau contenant quelques blancs d'œufs, où on les foule aux pieds jusqu'à ce que les eaux deviennent transparentes par l'absorption de la substance de l'œuf; on les fait sécher et on les repasse avec un fer chaud. Le procédé de corroyer est analogue à celui de tanner, car le changement qu'on opère produit de la force et de la ténacité à la peau, et la rend capable de résister à la putréfaction. On croit que ce changement dépend de l'absorption de l'alumine, dont on ne peut plus l'en séparer par quelque opération que ce soit. Le maroquin se fait principalement de peaux de mouton. Après les opérations ci-dessus détaillées et quand on enlève les peaux de l'eau de chaux, on les plonge dans l'eau d'excrémens de chiens ou de pigeons, jusqu'à ce que la chaux en soit séparée; ce qui les rend très-blanches. Lorsque l'intention est d'en faire du cuir noir, on les introduit dans une cuve contenant de l'eau chaude et du sumac, puis, au moyen d'une brosse dure, on étend une liqueur ferrugineuse à la surface. Quand 'on veut les teindre en rouge, on en forme des espèces de sacs à coutures très-serrées, dont le côté du grain qui doit seul recevoir la couleur se trouve à l'extérieur. On les plonge ainsi dans une décoction de cochenille, dont la température n'est pas trop élevée pour y pouvoir tenir la main; on les travaille comme à l'ordinaire, jusqu'à ce qu'elles soient teintes uniformément. Après ce procédé, dont le succès dépend de l'adresse et de l'expérience nécessaires, on les

plonge dans un bain de sumac pendant plusieurs heures, jusqu'à ce qu'elles soient suffisamment tannées. On les finit ensuite dans un bain faible de saffran, pour en rehausser la couleur. Les dernières opérations auxquelles cette espèce de cuir est soumise, tendent à le pâlir. On étend d'abord la peau sur une planche inclinée; on la couvre d'une légère couche d'huile pour la rendre flexible et pliante, puis on la polit avec une boule de verre à surface polygone. Cette opération requiert beaucoup de travail pour rendre la peau bien compacte et ferme. Le grain se donne en frottant la peau avec une boule de buis taillée en rainures autour de son centre, à des distances égales.

Maroquin. — Cette espèce de peau, qui tire son nom de la contrée où elle fut d'abord préparée, se fait avec des peaux de chèvres, que l'on nettoie, dont on ôte le poil, et que l'on soumet à la chaux; on les plonge ensuite dans le bain de son; puis, pendant quatre ou cinq jours dans un second bain de figues blanches, et après avoir été salées, elles se trouvent apprêtées pour recevoir la couleur. La cochenille et l'alun sont employés pour communiquer une couleur rouge, et l'écorce de grenadier pour la couleur jaune. On finit ensuite par les tanner et les huiler.

Cuir de Russie. — Ce cuir distingué par ses qualités durables et son odeur particulière, se prépare en faisant tremper les peaux dans une faible lessive alkaline, on les ratisse, et si ce sont les peaux de veau, on les réduit par le fumier de chiens et la solution acide d'avoine; on les soumet ensuite au tannin. Il faut beaucoup d'attention dans ce procédé, et souvent manier les peaux. On préfère, pour cette sorte de peaux, l'écorce de saule noir à celle de chêne. Pour leur communiquer une couleur rouge, on les plonge dans l'alcool et on les teint avec le bois de Brésil; la couleur noire est donnée par une liqueur ferrugineuse. L'odeur particulière de ce cuir provient du goudron de bouleau, dont l'écorce sert aussi à tanner; on étend ce goudron au lieu de graisse, ce qui rend le cuir inattaquable aux vers; c'est la

raison qui le fait beaucoup rechercher pour les reliures de livres. Un cylindre énorme d'acier, garni de fils de fer, sert à grainer la surface. Dans les provinces méridionales de la Russie, et particulièrement à Astracan, on manufacture une espèce de cuir toute particulière. On emploie les peaux de boucs et de chèvres; le cuir est ordinairement rouge ou jaune. Les préparations préliminaires sont semblables à celles déja décrites pour purifier les peaux. Mais après l'opération de l'eau de son, on verse sur chaque peau, étendue sur un auge de bois, un liquide composé de miel dissous dans l'eau; lorsqu'il est absorbé, et que la fermentation s'est opérée pendant trois jours, on les plonge dans une forte eau salée, et on applique la couleur après la siccation. La couleur rouge se communique avec la cochenille et une plante alkaline de l'espèce de *salsola*, qui croît en grande abondance dans les déserts de la Tartarie. On finit ensuite la couleur avec de l'alun; après la teinture, on soumet les peaux au tannin, extrait du sumac. Pour obtenir une plus belle teinte rouge, on ajoute une quantité d'oseille à la cochenille, et alors on emploie les noix de galle au lieu du sumac; la couleur en reste beaucoup plus durable. La surface extérieure en est rendue rude au moyen d'une espèce de rateau de fer très-pesant et garni de pointes émoussées. La couleur jaune se donne avec les grappes d'un *rhammus*, ou bien avec les fleurs de la *camomille sauvage*.

CHAPITRE V.

DU BLANCHIMENT.

C'est en vain qu'on rechercherait dans la haute antiquité, l'origine du blanchîment, comme art; il est certain qu'il ne faut l'attribuer qu'à un âge de rafinement et de luxe, et, sous le rapport de la perfection, cet art est encore plus moderne. Les procédés en sont liés de si près à la chimie, que

celle-ci contribua essentiellement à cette perfection. Que les matériaux dont le linge est fabriqué, soient de nature végétale ou animale, il est rare qu'ils soient assez purs pour les usages de la société civilisée; car, indépendamment des substances qui y adhèrent par suite des opérations de la fabrication, ces matériaux sont intimement unis à des matières colorantes que l'on ne sépare que par des procédés chimiques.

Histoire. — Cet art présente quelques faits curieux dans l'histoire de son origine. Les toiles hollandaises avaient acquis une réputation très-élevée vers le milieu du dix-huitième siècle; réputation due à leur blancheur et leur excellente fabrique. Toutes les nations de l'Europe la considéraient comme la plus belle et la meilleure. Les terrains les plus renommés étaient dans le voisinage de Harlem, et la blancheur remarquable des toiles était attribuée aux cendres lavées de la Russie, et à l'eau des Dunes, que, par une grande erreur, on croyait être de l'eau de mer filtrée. La comparaison avec les procédés moins parfaits que l'on essaya dans d'autres lieux excita le préjudice peu fondé, qu'il n'était pas possible de blanchir parfaitement à une trop grande distance de la mer. La plus grande partie des toiles blanchies à Harlem, se manufacturait en Silésie, et se vendait sous la dénomination de *toile de Hollande*. Beaucoup de toiles fabriquées en Écosse après avoir été blanchies au même endroit, se vendaient sous la même dénomination. Il paraît que la méthode des Hollandais fut introduite en Irlande avant que de l'être en Angleterre; le premier essai en fut fait en Écosse, dans l'année 1749, par un Irlandais. Il manqua cependant ces premiers essais; car les manufacturiers qui lui avaient confié leurs toiles furent contrains de les transmettre en Hollande pour les finir. Un autre essai n'eut pas plus de succès, quoiqu'il y employa toute une campagne; cependant, par suite d'expériences et d'observations, en peu d'années, il réussit parfaitement. Ce fut à l'industrie et à l'intelligence de cet individu entreprenant, qui fut d'ailleurs amplement recompensé, que les manufacturiers de l'Écosse dûrent les moyens de préparer leurs toiles, sans

l'assistance étrangère. La découverte du chlore faite par Scheele en 1774, et son application par les chimistes Français aux procédés de blanchîment, forment une époque remarquable dans l'histoire de cet art. Les composés de ce corps avec les alkalis et les terres, qui en rendent son usage plus convenable, n'ont pas peu contribué à sa perfection. Les différences qui existent dans la nature des étoffes, requièrent différens procédés dans le blanchîment. Les procédés et les opérations pour blanchir et purifier les toiles ou les étoffes doivent encore être variés et modifiés suivant qu'elles sont de nature végétale ou animale.

Blanchîment de toiles. — La matière colorante de la toile, qu'on enlève par le blanchîment, est naturellement combinée à la production végétale pendant la croissance, ou s'unit avec elle pendant les opérations de fabrique. Le lin et le chanvre en bottes sont soumis à une espèce de fermentation, qui sépare les fibres des autres parties de la plante; quelquefois on étend les plantes sur l'herbe, pour y être exposées à l'action de la rosée de l'atmosphère; mais, comme il arrivait souvent que ces fibres étaient affaiblies, on a proposé d'introduire les plantes dans une chambre de 20 à 30 pieds carrés, dans laquelle on fait passer de la vapeur impregnée de soude caustique, jusqu'à ce que le changement soit opéré. Cette méthode offre l'avantage d'abréger un tems considérable. Les plantes étant séchées, on les soumet au battage d'une machine, qui en sépare les parties corticales, et rend les fibres capable d'être filées. Une autre méthode a été proposée dernièrement par M. Lee; elle consiste à rompre les tiges au moyen de rouleaux cannelés. L'avantage en est que les fibres ne se trouvent exposées à aucune injure, et rendent inutiles les procédés du blanchîment; mais il paraît d'après les expériences, que les fibres se trouvent raccourcies, et que la fabrication de la toile en est injuriée, pendant que le produit du lin est moindre que par la méthode ordinaire; on trouve aussi que le procédé du blanchîment était également nécessaire dans ce cas.

Matière colorante. — Un examen plus parfait de la matière

colorante de lin, pourrait peut-être conduire à des moyens d'améliorer les procédés du blanchîment. D'après les expériences de Kirwan, il paraîtrait qu'on enlève une partie de la matière colorante en faisant tremper les toiles dans une lessive alkaline, tandis que les propriétés alkalines du sel sont altérées ; cette matière paraît être une substance résineuse particulière, car elle fut presque entièrement dissoute par la digestion dans de l'esprit de vin rectifié, qui devint rougeâtre; par l'addition de l'eau, la solution paraissait laiteuse, et produisait un précipité blanc. Cependant cette matière diffère des résines pures, en ce qu'elle est insoluble dans les huiles essentielles. Le résultat de cette expérience montre que cette matière colorante est soluble en partie ou entièrement dans les solutions alkalines ou leurs carbonates, et que la potasse ou son carbonate, sont reconnus les meilleurs solvans de cette matière.

On fait tremper les toiles pour enlever l'espèce d'enduit qui s'applique aux fils pendant la tissure. On plonge les pièces de toile dans de l'eau à la température de 21° centigr, pendant 48 heures; la fermentation en dégage cette matière, et on les lave ensuite à l'eau courante. Mais on améliore ce procédé, en lavant les toiles pendant quelques heures et en les introduisant ensuite dans une cuve contenant une lessive alkaline qui a déja servi. Le liquide étant à 33° centigr. lorsqu'on l'introduit, on augmente après quelques heures ; alors, il s'opère un mouvement intérieur; la masse augmente de volume avec formation de beaucoup d'écumes à sa surface. Aussitôt que la fermentation cesse, ce qui s'effectue en 12 ou 18 heures suivant la température de l'air, on enlève les toiles, qu'on lave une seconde fois pour les apprêter à l'opération suivante.

Lessive des toiles. — Ce procédé est considéré comme un des plus délicats de l'art du blanchîment. Les pièces étant introduites dans un cuvier, on les couvre d'une lessive alkaline caustique à 33° centigr. Après quelque tems, on décante cette lessive dans un vaisseau placé au-dessous du cuvier,

et on l'introduit dans les bouilloires placées au-dessus au moyen d'une pompe; on élève la température beaucoup plus, et on la verse de nouveau dans le cuvier. Les mêmes opérations se continuent jusqu'à ce que l'alkali soit saturé de matière colorante et privé de sa causticité. On s'aperçoit de ces changemens à l'odeur offensante qu'elle acquiert. Les précautions nécessaires sont l'augmentation graduelle de la température de la solution alkaline, et de laver les pièces pendant l'opération, avec de l'eau chaude; car l'application d'eau froide, pendant que les pièces sont chaudes, tend à fixer de nouveau une portion de la matière colorante, que l'on ne sépare pas facilement.

Procédé amélioré. — Un procédé proposé en France a été adopté et varié par les manufacturiers de Glasgow. Une pompe, mise en mouvement par une machine, élève la solution alkaline de la bouilloire à une hauteur suffisante au-dessus du cuvier, pour la faire passer par des tuyaux percés de petits trous, ou tomber sur une surface métallique, dont les perforations permettent de la verser continuellement sur les effets, au moyen d'une soupape ouvrant à l'intérieur; la lessive, après avoir passé à travers les toiles, retourne à la bouilloire. Quand l'opération commence, on applique le feu, et la solution s'échauffe graduellement pendant sa circulation dans le cuvier; lorsqu'elle commence à bouillir, on arrête la pompe, et la solution tombe en courans continus sur les toiles. Les avantages sont, que l'opération est conduite par une machine, l'augmentation graduelle de la température et l'application de la solution alkaline répétée régulièrement; on pense aussi qu'on épargne d'un quart à un tiers d'alkali.

Dégraissage. — L'introduction de l'acide sulfurique comme substitut du lait, qui était anciennement employé, est essentiel dans le procédé du dégraissage, en ce que cette méthode abrège le tems requis à blanchir les toiles. Avec cet acide, le dégraissage peut être complété en 18 ou 24 heures, tandis que l'ancien procédé demandait de 4 à 5 semaines de tems. En préparant la liqueur sulfurique, l'acide est introduit dans

un vase de bois garni de plomb; on ajoute de l'eau jusqu'à ce que la force n'en soit pas plus grande que celle du bon vinaigre, mais on obtient plus correctement cette force par l'hydromètre. La pesanteur spécifique de l'acide étant plus considérable que celle de l'eau, on doit avoir la précaution de bien faire le mélange avant l'immersion des effets, et lorsque le dégraissage est complété, on les lave avec soin dans de l'eau pure, pour enlever toutes les parties acides. On avait élevé un grand préjudice contre l'emploi des acides dans le blanchîment; il est cependant certain, qu'on ne peut obtenir un blanchîment parfait sans leur usage; la toile, simplement exposée sur l'herbe aux rayons solaires, est même sujette à altération sans ce procédé de dégraissage.

Dans le blanchîment des effets de toile, on emploie aussi l'ébullition, lorsqu'on requiert une blancheur considérable. La lessive est faite de perlasse ou d'un mélange de perlasse et de savon. La chaleur appliquée doit être modérée, sans ébullition violente et avec la précaution de tenir les effets en immersion, afin que l'action puisse être uniforme. On fait usage de chaudières de fer munies de robinets au fond, pour décanter la lessive épuisée.

Emploi du chlore. — La découverte de ce corps faite par Scheele, n'avait pas été immédiatement suivie de son application ou blanchîment; les travaux des chimistes Berthollet et Chaptal, ne lui donnèrent cette importance que dix années après. Il fallut encore quelques années pour en introduire l'usage en Angleterre. La première application du chlore, fut à l'état gazeux, et le premier composé de ce corps fut fait avec la potasse. Le chlorate de chaux fut proposé par Tennant de Glasgou, en 1798; le peu de valeur de ce sel offre un avantage réel aux manufacturiers.

Préparation. — On a recommandé des proportions différentes dans la préparation du chlore, et en général, les blanchisseurs font usage d'un excès de cette substance, qui diminue d'autant leurs fatigues. Parties égales de sel marin et d'oxide de manganèse amenés en consistance pâteuse par un

peu d'eau, et une quantité d'acide sulfurique égale en poids aux autres substances, étendue de son poids d'eau, sont les proportions communément employées. Mais quelques manufacturiers proposent parties égales de manganèse, de sel et d'acide étendu de son poids d'eau; on laisse refroidir le mélange de l'acide et de l'eau, avant de l'ajouter aux autres matières.

Chlorate de potasse. — On prend une quantité donnée d'une solution de potasse caustique de la pesanteur spécifique de 1.015. On forme un mélange de 7 d'oxide de manganèse et de 10 de sel ordinaire, qu'on amène en consistance pâteuse avec un peu d'eau; on l'introduit dans un appareil à distiller. On fait un mélange de 8 parties d'acide sulfurique et de 8 d'eau, dont on verse la moitié sur la masse au moyen d'un entonnoir de plomb; on lutte l'appareil, et on commence l'opération le soir; vers le matin, lorsque la distillation diminue, on ajoute l'autre partie d'acide sulfurique, et quand elle diminue de nouveau, on en renouvelle le dégagement au moyen du feu; le procédé fini, on décante le liquide et on le verse dans le commerce.

Chlorate de chaux. — Les proportions employées dans la composition de ce sel, indiquées par Tennant, sont 30 livres de sel ordinaire dissous dans 1120 pintes d'eau. Pour augmenter la pesanteur spécifique de l'eau, lorsque la dissolution est faite, on ajoute 60 livres de chaux vive en poudre fine. On met 30 livres d'oxide noir de manganèse dans une cornue, que l'on a mêlés à un poids égal de sel ordinaire; on ajoute même quantité d'acide sulfurique étendu de 18 livres d'eau. On fait la distillation au bain de sable et on a le soin de remuer le liquide pour empêcher que la chaux ne se dépose. Lorsqu'on applique le chlorure de chaux à l'opération du blanchiment, on dissout le composé dans l'eau par l'agitation, et on laisse précipiter la partie insoluble de la chaux, jusqu'à ce que la liqueur devienne transparente : on s'en sert à cet effet en Écosse.

Chlorate de magnésie. — En préparant ce composé, on

réduit la terre aussi fine que possible, et on l'introduit dans un vase, avec de l'eau. Une partie d'oxide noir de manganèse et deux parties d'acide muriatique de la pesanteur spécifique de 1.200 étendu de son poids d'eau, sont mis dans une cornue. En se dégageant, le chlore se combine avec la magnésie contenue en suspension dans l'eau au moyen d'une agitation répétée; le procédé arrêté, on laisse déposer les parties insolubles et on emploie le liquide transparent (1).

De la force des liquides. — Pour s'assurer de l'uniformité des effets pendant les procédés du blanchîment et empêcher la perte des matières dans un grand établissement, on veille toutes les parties avec la plus scrupuleuse attention; on doit prendre soin de n'employer que des liquides d'une même force. Les solutions alkalines dont l'alkali est le plus caustique possible, peuvent toujours être amenées à une force déterminée, en mesurant la pesanteur spécifique par l'hydromètre. Mais dans l'application des chlorates, il paraît de nouvelles substances qui doivent leur origine à l'action mutuelle des différentes parties employées, dont quelques-unes indiquent la même pesanteur spécifique, tout en injuriant la toile. En pareil cas, comme la pesanteur spécifique n'est pas un moyen assuré pour reconnaître la bonté du chlorate, on examine les effets chimiques qu'il produit sur une solution d'indigo. Cette solution est composée d'une partie d'indigo en poudre, que l'on fait digérer pendant plusieurs heures dans 8 parties d'acide sulfurique concentré sur un bain de sable; lorsque la solution est achevée, on y ajoute mille parties d'eau. Une mesure de la solution étant introduite dans un tube gradué, on y verse ensuite du chlorate en liqueur, jusqu'à ce que la couleur disparaisse entièrement, et on détermine de cette manière le nombre de mesures de ce chlorate nécessaires,

(1) En France, on ne blanchit qu'avec l'eau de javelle, qui est une espèce de chlorate de potasse et de soude, dont la composition est donnée dans la note, page 164. (*Note du Traducteur.*)

pour détruire la couleur ι 'e l'indigo : car, lorsque l'effet de la liqueur sur les étoffes a é é déterminé par l'expérience, et quand on sait combien il en fa 't de mesures pour détruire la couleur de l'indigo, le manufac urier peut toujours régler la préparation de ces liqueurs à un e force déterminée, par un essai très-simple. L'usage de l'acéta te d'indigo a été également proposé; on le prépare en ajoutant ı ıne solution d'acétate de plomb à une solution d'indigo dans l'a cide sulfurique, autant qu'il se forme un précipité; quelqu s autres fabricans emploient l'infusion de cochenille.

Blanchîment par le chlorate de chaux. — ette méthode requiert également les opérations préliminaires e l'ancien procédé; la lessive est répétée 4 à 5 fois et entre chaque opération, on lave les effets avec une grande quantité d eau. Ensuite on les plonge dans une solution de chlorate de chaux, après avoir été lavés à l'eau pure, on les traite par l'acide sulfurique comme il est dit ci-dessus, on les lave de nouveau à l'eau pure et on les fait bouillir dans une solution alkaline. Trois immersions dans le chlorate de chaux sont nécessaires pour les toiles, qui sont suivies chacune des opérations ci-dessus décrites. Pour enlever la teinte jaune que les effets ainsi blanchis sont sujets à prendre, on les expose à l'air pendant quelques jours, puis, dans l'intention d'enlever l'odeur désagréable qui se développe, on les fait bouillir pendant un court espace de tems dans une solution de perlasse et de savon.

Blanchîment par la vapeur. — On emploie ce moyen avec le plus grand succès, depuis quelques années, en France et en Irlande. On trempe les toiles dans une lessive alkaline, contenant un centième de soude, on les expose ensuite pendant six heures à l'action de la vapeur, et ainsi pendant deux ou trois opérations successives. On les rince dans l'eau avec une petite proportion de savon, pour les rendre pures et blanches. On blanchit de même le fil et les étoffes de coton. Le fil étant disposé par poignées, est d'abord imprégné d'une solution faible de soude caustique à la chaux, puis on

dispose les pièces en une pile, sur un gril de bois, placé dans une chaudière de cuivre. La liqueur surabondante passe au fond de la chaudière et permet d'échauffer la masse sans risques. L'appareil est alors bouché hermétiquement; on allume le feu du fourneau et on le maintient jusqu'à ce que tout le liquide ait été converti en vapeur; qui, se trouvant comprimée, élève davantage la température et blanchit proportionnellement le coton; après ce procédé qui dure trente-six heures, on lave le coton avec soin et on l'expose pendant plusieurs jours sur l'herbe. Si quelques parties en restaient colorées, on y parviendra facilement à blanchir le tout, en appliquant une seconde fois le procédé. Cette méthode présente des avantages considérables de tems et de dépense. Par des essais répétés, on s'est convaincu, que cinq lessives dans la solution alkaline avec les opérations alternatives du bain à vapeurs, sont nécessaires pour blanchir les toiles; on combine fort heureusement la méthode du blanchîment à la vapeur, avec une immersion des effets dans un des composés de chlore.

Étoffes de coton. — Il paraît que la matière colorante du coton est d'une nature huileuse, qui s'enlève en lessivant dans un alkali faible et en lavant dans l'eau courante; on sépare ensuite une portion de matière terreuse qui se trouve encore attachée aux fibres, par l'emploi d'une solution d'acide sulfurique faible; on lave ensuite pour enlever l'acide.

Après les lessives, on met les mousselines grosses en ébullition dans une solution faible de perlasse, et après un second lavage, on les fait bouillir deux fois avec du savon seulement. Après avoir été soumises à l'acide, on les lave pour enlever celui-ci, on les fait bouillir encore avec du savon, on les lave et on les plonge dans une solution de chlorate de potasse; on répète ces deux dernières opérations, jusqu'à blancheur parfaite; enfin, on termine en les soumettant de nouveau à l'acide et en les lavant parfaitement dans l'eau pure. On suit les mêmes procédés pour les belles mousselines, excepté que l'on emploie du savon seulement dans l'opération de l'ébullition,

pour que l'alkali ne fasse pas craindre l'altération de cette espèce de mousseline.

Étoffes colorées. — Il est nécessaire de prendre beaucoup de précautions lors du blanchîment des cotonades teintes avec des couleurs fixes. On les fait d'abord tremper et ensuite on les lave dans l'eau froide; on les fait bouillir au savon, on les lave de nouveau et ensuite on les plonge dans une solution de chlorate de potasse d'une force modérée. Les mêmes precédés sont répétés jusqu'à ce que les étoffes deviennent d'un blanc pur; on finit ensuite l'opération en les soumettant à l'acide et au lavage; c'est ainsi qu'avec un peu d'adresse, on augmente même la délicatesse et le brillant des couleurs.

Méthode pour sécher la mousseline. — On doit à M. Burns un procédé chimique aussi facile qu'assuré, pour sécher les mousselines d'une manière parfaite et rapide. Les pièces sont roulées sur des cylindres creux d'étain, dont la longueur correspond à la largeur des pièces de coton; les cylindres étant remplis de vapeurs, sont fortement échauffés, et la chaleur communiquée à la mousseline enlève l'humidité à l'état de vapeur.

Calicot. — On exige une blancheur moins parfaite pour les toiles que l'on destine à être imprimées; mais en même tems, on doit enlever les matières qui pourraient altérer les couleurs. La solution alkaline dans laquelle on passe les pièces, doit être modérément caustique à la chaux; on abandonne la solution pendant quelque tems, jusqu'à ce qu'elle devienne transparente, afin qu'aucune particule de chaux ne puisse se fixer sur les pièces.

Les toiles de lin que l'on prépare ainsi à l'impression, requièrent dix ou douze opérations à la situation alkaline; entre chaque opération, on les lave à l'eau pure et on les expose pendant quelque tems sur l'herbe; après la sixième opération, on les plonge dans la liqueur acide, et on répète cette même opération à la fin des lessives alkalines.

Lorsque dans les manufactures on désire s'assurer si les toiles à imprimer sont suffisamment blanchies, on enlève une petite pièce, pour l'imprimer avec le mordant que l'on

a préparé pour l'impression générale; après quelque tems et après que le mordant est adhérent aux fibres, on lave cet échantillon, pour en détacher les particules superflues; on l'introduit dans un bain faible de garance, dont on augmente graduellement la chaleur; on le plonge différentes fois, jusqu'à ce que la teinte demandée soit obtenue. Si le blanchîment a été bien conduit, la partie de l'échantillon qui a reçu le mordant, s'imbibe de la matière colorante de la garance, mais si les parties qui doivent rester blanches deviennent rouge sale, c'est un indice que le blanchîment doit être répété. On blanchit plus facilement les cotonnades que l'on destine à l'impression; on suit les mêmes procédés, mais en moindres quantités, et cinq ou six opérations alkalines sont généralement suffisantes. Les pièces plus fines sont traitées par les couleurs les plus délicates: en ce cas, il est nécessaire de répéter les procédés de l'ébullition plus souvent, dans lesquels les solutions de potasse sont encore plus faibles. Dans quelques établissemens où on prépare les calicos en grand, on trouve de l'avantage à soumettre les pièces à une forte pression après chaque opération de lavage, de traitement par l'acide et d'ébullition. Pour cet effet, on passe la toile dans des cylindres de bois, en forme de laminoires; le liquide restant et les impuretés qui se détachent des fibres de la toile découlent à la fois: les pièces en sont plutôt et plus uniformément séchées.

Calicot imprimé. — Avant de verser les toiles imprimées dans le commerce, les parties qui doivent rester blanches, doivent subir un blanchîment pour leur donner une pureté et une clarté nécessaires. On pense que le sombre du blanc provient de l'imperfection du blanchîment préliminaire, ou bien d'une portion du mordant qui s'attache à la toile pendant qu'elle est soumise au bain aqueux. La délicatesse des couleurs appliquées, empêche l'usage de réactifs puissans dans le blanchîment des parties non imprimées, et requiert une substance qui nettoie les fonds blancs sans injurier les couleurs. La solution très-faible de chlorate de soude a été employée avec

beaucoup de succès; les pièces teintes à la garance sont laissées dans cette solution jusqu'à ce que les fonds blancs soient suffisamment purs; mais le chlorate de magnésie réussit mieux, car tandis que le fond blanc est entièrement nettoyé, le brillant des couleurs est parfaitement conservé. Le composé se dissout dans l'eau à la température de 73.88 centigr. en quantité sensible à la bouche; la solution étant agitée, on y passe rapidement les effets imprimés, sur une manivelle dans le bain; cette opération ne doit durer que quelques minutes, et on la continue jusqu'à ce que le fond se trouve d'un blanc pur. On lave ensuite dans un courant d'eau. L'avantage consiste ici à n'employer que des solutions très-faibles.

Blanchîment des étoffes de laine. — Deux opérations sont nécessaires dans ce blanchîment; le dégraissage, qui n'est que la préparation de la seconde opération, qui consiste à soufrer, et qu'on nomme *le blanchîment*. La laine contient beaucoup de matières animales. Comme l'affinité entre les parties constituantes de ces matières est plus faible que celle qui existe entre les élémens des végétaux, les premières sont plus susceptibles d'être décomposées par les agens chimiques; de là, l'action violente qu'exercent les alkalis et les acides sur les matières animales. L'analyse chimique démontre la présence du carbonate d'ammoniaque et d'une portion considérable de matière huileuse, dans les laines. Les laines s'altèrent peu par l'exposition à l'air; l'eau à 100° centigr. affecte à peine cette matière; une forte chaleur réduit la laine en fusion, et par l'action des alkalis caustiques, elles sont entièrement décomposées et réduites en matière savonneuse.

Dégraissage. — On prépare au moyen de l'ébullition, un mélange de 5 parties d'eau et 1 partie d'urine de nuit; on obtient ainsi une solution ammoniacale dont les effets sont moins actifs que ceux des autres alkalis. La laine doit être tenue dans cette solution pendant quelque tems, en remuant souvent, afin que toutes les parties huileuses puissent être exposées à son action. On met la laine dans des paniers pour la faire égouter, et on conserve le liquide pour une autre opéra-

tion. On lave ensuite la laine dans un courant d'eau pure, jusqu'à ce que celle-ci reste incolore. On répète ce procédé jusqu'à ce qu'on ait obtenu le degré de blancheur convenable. Dans les opérations subséquentes on ajoute une nouvelle quantité d'urine à la solution dont on peut aussi augmenter la température, mais avec précaution; la perte que la laine éprouve par cette opération excède quelquefois 50 pour 100; mais elle varie suivant sa nature et les impuretés avec lesquelles elle se trouve mêlée. L'élasticité, la douceur et la blancheur des fibres laineuses sont des indications assurées de la réussite de l'opération. Pour dégraisser des espèces plus fines de laines, le procédé se complique davantage; on la lave d'abord dans un bain de savon noir, à 100° centigr, puis on l'expose au soleil ou à l'air pour sécher. Pour en séparer tout le *suint* et avant de la peigner, on procède à un second dégraissage; enfin, on en fait trois ou quatre de suite, quand on veut un blanc très-pur.

Soufrage. — On ne procède à cette opération que lorsque les laines sont travaillées; les pièces sont arrangées sur des perches dans des chambres, où on brûle graduellement du soufre, disposé sur des surfaces métalliques. L'acide sulfureux pénètre dans les pores des pièces et détruit la matière colorante. L'opération dure de 6 à 24 heures; on finit par soumettre les pièces à un bain de savon faible, pour enlever la dureté que les vapeurs sulfureuses y ont laissées. Mais il arrive souvent que les effets de ce mode de blanchir ne sont appréciables qu'aux surfaces. Pour produire une blancheur plus parfaite, on emploie l'acide sulfureux liquide. Pour l'obtenir, on emploie un appareil semblable à celui dont on se sert pour le chlore; on considère la paille hachée, de la sciure de bois ou une substance semblable, comme le moyen le plus économique pour décomposer l'acide sulfurique : on conduit l'acide sulfureux qui se dégage dans des bouteilles remplies d'eau, jusqu'à saturation: c'est dans cette eau que l'on plonge les pièces à blanchir; mais on les passe d'abord dans une solution alkaline, contenant un cinquantième de potasse de la quantité de laine em-

ployée, et dont la température est à 42.22 centigr. Après le lavage, on introduit les effets dans une solution chaude de savon. Quand on veut un grand degré de blancheur, on fait subir deux et même trois lavages savonneux aux pièces, avant de les soumettre au soufrage. Pour cette dernière opération, on continue d'y plonger les effets jusqu'à ce que le degré de blancheur nécessaire soit obtenu, dont chaque immersion prend de deux à trois heures de tems. On les fait sécher ensuite sur une table, avec le soin de les abriter du contact de l'air, pour éviter les changemens nuisibles que l'oxigène fait subir à l'acide sulfureux. On les lave ensuite dans une eau courante et quelquefois dans de l'eau contenant un peu de blanc de *Bougival*, en suspension, plus une petite quantité d'indigo ou de bleu de Prusse, pour en augmenter la blancheur.

Blanchîment de la soie. — La soie, comme production animale, est toujours couverte d'un vernis jaune qui la rend dure et en gâte le lustre ; on l'appelle *soie écrue*. L'eau, même bouillante, n'a aucun effet sur la soie, ainsi que l'alcool ; mais les solutions alkalines d'une force suffisante la dissolvent avec le vernis jaune qui la couvre.

Avant de blanchir la soie, on la traite par une solution de 30 de savon sur 100 de soie ; pour compléter la solution du vernis, on la tient pendant quelque tems à la température de l'eau bouillante, quoiqu'on n'y plonge la soie que lorsqu'elle est réduite à 32°.22 centigr. On la fait alors poser sur des traverses dans le bain et on change occasionnellement leur position pour exposer toutes les parties, jusqu'à ce que sa gomme soit dissoute. On la fait égouter, on la tord et on la place dans des sacs de grosse toile contenant de 20 à 30 livres chaque ; on les plonge de nouveau dans un bain contenant une petite proportion de savon, que l'on tient à l'ébullition pendant 2 ou 3 heures ; on a soin de remuer souvent pour que les sacs n'adhèrent point au fond de la chaudière ; on lave ensuite dans un courant d'eau, et on répète le blanchîment jusqu'à ce qu'il soit uniformément parfait. Les soies que l'on destine à la teinture, n'ont pas besoin d'être soumises au bain

tiède, mais il est nécessaire de les mettre à bouillir avec une plus grande proportion de savon, suivant la finesse de la couleur. Pour les couleurs communes, on met 30 pour 100 de savon; mais pour le violet, le rouge cerise et quelques autres, il est nécessaire d'augmenter la proportion à 50 de savon sur 100 de soie.

Blanchîment à la vapeur. — Pour prévenir le dommage que cause aux soies le procédé ci-dessus décrit, on a proposé de les blanchir à la vapeur, avec un appareil semblable à celui donton fait usage pour le blanchîment du coton. On remplit la chaudière d'une solution faible de soude caustique et on expose la soie sur des traverses, à l'action de la vapeur de ce liquide, pendant 10 à 12 heures. La température de cette vapeur est de près de 120 degrés centigr.; son action enlève la gomme de la soie et la rend parfaitement blanche; on la lave à l'eau chaude, et on la soumet à un second bain de vapeurs. On lave de nouveau, et pour lui donner de la souplesse, on ajoute une petite quantité de savon.

Dans les différens procédés de dégraissage, les étoffes de soie sont considérablement blanchies; mais dans la plupart des cas, on exige plus de brillant. On emploie l'acide sulfureux pour produire la blancheur la plus parfaite, comme dans le blanchîment de la laine; on se sert du même appareil, et de l'acide gazeux ou liquide.

Blanchîment à l'alcool. — Les chimistes français ont proposé depuis long-tems la méthode de blanchir la soie sans détruire la gomme au moyen de l'alcool, ou plutôt, d'un mélange d'une livre d'alcool et d'une once d'acide hydrochlorique. On introduit l'étoffe dans un vase de verre et on la couvre de ce mélange; on bouche hermétiquement et on expose pendant 12 heures au soleil, ou à la même température à l'ombre, mais pendant 24 heures; on la retire, on la presse et on la soumet à une autre opération semblable; on l'enlève de nouveau, on la lave dans de l'alcool pur et on l'expose pendant 24 heures au soleil dans le même liquide (alcool); enfin, on la lave à l'eau pure et on l'étend pour sécher.

En traitant les cocons de soie pour en détruire le ver, dans un four dont la température est de 70°, il est alors plus difficile de filer la soie, qui en devient plus rude, de qualité inférieure et moins susceptible d'un beau lustre. On a proposé, pour lever toutes ces difficultés, de détruire l'insecte par l'alcool; on arrange les cocons dans une boîte en une couche de 6 pouces de hauteur, et on l'arrose à-peu-près d'une demi-pinte d'esprit de vin; on les mêle alors avec la main et on arrange une autre couche de cocons par-dessus que l'on arrose de même; la boîte étant remplie de la sorte, on la ferme et on l'abandonne pendant 24 heures; il se produit beaucoup de chaleur et la vapeur de l'esprit détruit les insectes. On étend alors les cocons pour les sécher; le coût de l'alcool se trouve grandement compensé par un produit de soie plus abondant et d'une qualité supérieure; on épargne aussi du tems et du feu. On plonge ensuite les cocons dans de l'eau à près de 100° centigr.; on dévide la soie sur un dévidoir. Il faut surtout éviter que cette eau ne contienne aucun sel. Comme en cet état, la soie est sujette à s'aglommérer, on la fait tremper pendant 2 heures dans de l'eau chaude, on l'ouvre avec des épingles et on la dévide. On la soumet ainsi au blanchîment, dans un cône de pierre, ayant une ouverture d'un pouce de diamètre pour recevoir un bouchon perforé, muni d'un tube de verre, pour enlever le liquide; le cône est aussi garni d'un couvercle bien ajusté. Les proportions du mélange sont, une once d'acide muriatique sur quatre livres d'esprit de vin, que l'on verse sur la soie; on laisse écouler ce liquide après 24 heures de contact, pour en ajouter une nouvelle quantité et ainsi jusqu'à ce qu'elle découle incolore. On fait égouter la soie, on ajoute une nouvelle portion du même mélange, et on laisse le tout en repos pendant 2 ou 3 jours, jusqu'à ce que la soie devienne parfaitement blanche; on la lave avec un peu d'esprit de vin pur, puis avec une grande affusion d'eau, jusqu'à ce que celle-ci soit incolore et insipide. Pour en séparer une petite portion d'acide, on met la soie dans un sac de laine, on introduit celui-ci dans un panier,

et on expose le tout pendant quelque tems dans un courant d'eau.

Ce procédé très-coûteux a suggéré l'idée de retirer l'alcool à-peu-près pur, des différens liquides que l'on décante successivement ; on peut saturer l'acide avec de la potasse jusqu'à ce que le liquide ne rougisse plus la teinture de tournesol, et on distille dans un appareil de cuivre ; on reçoit l'alcool dans des vases propres ; on peut encore distiller l'esprit acidulé, mais on doit arrêter l'opération à une certaine époque, car la première partie montre peu d'acidité, tandis que la dernière est toute composée d'acide muriatique, d'une odeur aromatique particulière ; cet acide est très-pur et peut être concentré.

Dégraissage des étoffes de soie. — Les pièces colorées se trouvant souvent tachées, on doit à-la-fois, par de bons procédés, enlever ces taches sans diminuer le brillant des couleurs. Il est donc nécessaire de connaître les substances qui ont produit les taches et celles qui peuvent les enlever, ainsi que les effets de ces réactifs sur les couleurs et sur la soie ; enfin les moyens de restaurer les couleurs changées. Les substances grasses ou huileuses, les acides, les alkalis, la sueur et les fruits, sont facilement reconnus ; mais les effets de beaucoup d'autres sont d'une nature plus compliquée. Les acides rougissent le noir, le fauve et le violet, de même que les différens tons obtenus du fer, des astringens et de tous les bleus, excepté l'indigo et le bleu de Prusse : ils rendent les jaunes plus pâles. Les rouges de cochenille, des bois de Brésil et de campèche, se changent en violet par les alkalis ; les verts des étoffes de laine se convertissent en jaunes par les alkalis, les jaunes deviennent bruns ; enfin la sueur produit des effets semblables sur différentes étoffes.

Les matières grasses et huileuses, s'enlèvent par les alkalis, les savons, les blancs d'œufs et quelques-unes des terres absorbantes. Les oxides de fer sont extraits par l'acide oxalique, ou quelques-uns des acides minéraux très-étendus. Les taches d'acides se détruisent par l'action des alkalis et *vice*

versa. Celles des fruits se traitent par l'acide sulfureux, et mieux encore par l'application du chlore. Mais dans le traitement des taches d'une nature compliquée, on fait suivre différentes méthodes; par exemple, lorsque la matière huileuse est combinée avec le fer, on enlève d'abord la substance grasse avant l'application des réactifs pour dissoudre le fer : lorsque les réactifs simples n'ont point d'action sensible sur les taches, on peut employer des boules, que l'on forme d'un composé d'alcool tenant du savon en solution, auquel on ajoute des blancs de 4 ou 5 œufs, une portion d'essence de térébenthine et de terre à foulon. On frotte une des balles humides sur la tache, et, après le lavage à l'eau claire, la tache disparaît généralement. Comme la couleur des étoffes sur lesquelles on a appliqué des réactifs se change ou diminue, il est nécessaire de la raviver autant que possible et de rétablir sa première intensité. La nature de la couleur et celle de ses parties constituantes doit diriger dans ces méthodes. Lorsque, par exemple, on applique un alkali pour détruire une tache acide, sur des étoffes brunes, violettes ou bleues, la tache jaune qui reste s'enlève par l'application d'une solution d'étain. La couleur des étoffes brunes qui ont été traitées par la noix de galles, se rétablit par une solution de sulfate de fer; les acides ravivent l'intensité des couleurs jaunes qui ont été brunies par les alkalis; les noirs produits par le bois de campêche, sont rougis par les acides; les alkalis changent ces taches rouges en jaune, et par le moyen des astringens, la couleur noire se rétablit. La couleur bleue sur coton ou laine, qui a éprouvée un changement, se rétablit par une solution d'une partie d'indigo dans quatre parties d'acide sulfurique étendu; et le brillant de l'écarlate se remet par la cochenille et une solution de muriate d'étain.

Le lustre des étoffes fines qui est altéré par le lavage, se rétablit en passant, sur la partie affectée, une brosse humectée d'une faible dissolution de gomme; après quoi, on y applique une feuille de papier ou une pièce de toile que l'on presse avec un fer chaud, jusqu'à siccité.

Il est également nécessaire de bien choisir les réactifs dont on fait usage; il faut toujours préférer les acides végétaux, parce qu'ils sont moins susceptibles de produire de mauvais effets; mais on peut en toute assurance employer l'acide sulfureux pour enlever les taches de fruits, car ni le bleu de la soie, ni les couleurs produites par les astringens, ni le jaune du coton, ne changent; l'ammoniaque répond mieux que les alkalis fixes, pour enlever les taches produites par les acides, et, quand on l'applique à l'état de vapeurs, l'action est efficace sans presque changer la couleur.

Pour nettoyer les étoffes de soie, de laine et de coton, sans altérer la couleur ou la contexture des pièces, on y parvient facilement en appliquant la poulpe délayée des pommes de terre crues; le liquide étant passé dans un tamis et reçu dans un vase propre, on le laisse en repos jusqu'à ce que l'amidon soit précipité, et on met le liquide clair en bouteilles pour s'en servir au besoin. On étend la pièce à nettoyer sur une toile posée sur une table, et on passe une éponge trempée dans le liquide, sur les parties tachées; on répète cette opération jusqu'à ce que les taches disparaissent. On lave ensuite la pièce dans différentes eaux pures, et on la fait sécher comme à l'ordinaire. Ce liquide est d'un usage très-utile pour nettoyer les peintures à l'huile et les bois peints; on peut en recueillir la fécule et employer les poulpes à nettoyer les tapis et les étoffes grossières (1).

---

(1) Je crois qu'il n'aurait pas été hors de propos de parler ici d'un nouveau composé découvert par M. Thénard, l'eau oxigénée ou deutoxide d'hydrogene, sous ce rapport, que l'auteur traitant de l'art du blanchîment aurait pu consacrer un article au blanchîment de la pâte à fabriquer le papier, et un autre, aux procédés si variés par lesquels les restaurateurs de tableaux, de dessins et de livres, parviennent à rendre presque neufs des ouvrages méconnaissables. L'eau oxigénée, quoique très-faible, a été employée à la restauration d'un tableau dont les fonds blancs s'étaient noircis; ce qui prouve que l'on pourrait s'en servir avec avantage, sans craindre que son action n'altérât les autres couleurs. Dans

CHAPITRE VI.

DE LA TEINTURE.

Origine. — L'art de la teinture, quoique peu essentiel à l'homme, appartient aux premières périodes de l'histoire : on trouve son origine dans ce désir ardent de la distinction, un des principes les plus actifs de l'esprit humain. Les marques de supériorité que donnent aux hommes la force, le génie ou l'instruction, ne sont pas toujours sensibles ou généralement comprises. Le possesseur de ces talens qui lui procurent la première place, désire ordinairement se distinguer par quelque marque accessoire, qui produise une sensation plus profonde sur les sens en excitant directement l'admiration et en commandant le respect. C'est dans cette vue qu'on a eu recours aux ornemens; le chef de la tribu guerrière se couvre de la plus belle peau et il décore sa tête de fleurs et de plumes; par la suite, un diadème d'or et une robe de pourpe ou d'écarlate succédèrent à ces décorations trop simples; ils furent les caractères de la dignité et du pouvoir. Pour donner encore plus de beauté et de variété à ces substances qu'on emploie pour habillemens, on inventa l'art de la teinture; de là vient que les habits colorés furent très-estimés dans toutes les périodes de la société, sauvage ou civilisée. Le modèle ou le type de cet art est fourni par la nature, dans le plumage si varié des habitans de l'air, et dans les couleurs innombrables du règne végétal.

---

le cas ci-dessus, le sulfure de plomb noir passe à l'état de sulfate blanc. Il est à observer cependant que les difficultés qui se présentent dans la composition du peroxide d'hydrogène en rendront encore long-tems l'emploi très-borné. (*Note du Traducteur.*)

Histoire. — La pratique du *tatouage* a existé parmi les nations sauvages même avant que l'usage des habits ne fût connu. Dans l'Inde, le berceau des sciences et des arts, il paraît que la teinture a acquis de bonne heure ce degré de perfection qu'on admire sur les productions qui nous viennent de ces contrées; l'art de teindre le coton et la toile fut connu en Europe, au tems d'Alexandre. D'après ce qui en est dit dans la Genèse, cet art a fait des progrès considérables du tems des patriarches, et les Égyptiens savaient déja imprimer le calicot, qu'ils avaient sans doute appris des Indiens. La pourpre de Tyr, dont la matière colorante était extraite d'un mollusque bivalve, obtint un grand renom parmi les anciens; les étoffes teintes de cette couleur ont de tout tems été des marques de distinction attachées à la naissance et au rang; elles n'étaient portées que par les premiers personnages de Rome; enfin les empereurs se réservèrent par la suite, le droit de s'en couvrir, et en prohibèrent l'usage sous peine de mort.

L'art de la teinture, à sa sortie de l'Inde, semble s'être établi en Italie vers la fin du 13^{e} siècle ou au commencement du 14^{e}. Plusieurs villes et particulièrement Venise en ont été pendant long-tems en possession exclusive; il fut graduellement introduit en France, en Hollande et en Angleterre. Cet art fut en France pendant le 17^{e} siècle, sous la protection particulière du gouvernement, qui établit plusieurs règlemens très-utiles, ainsi que les restrictions nécessaires pour ceux qui le pratiquaient. Dans le siècle suivant, les chimistes les plus instruits furent chargés d'améliorer les procédés et ce fut dans cette vue que furent publiés les ouvrages de Dufay, Hellot, Macquer et Berthollet. Cet art doit encore beaucoup à Delaval et à Henry, de même qu'à la philosophie des couleurs permanentes par Bancroft.

Principes. — La couleur d'un objet est le pouvoir ou la disposition de réfléchir certains rayons de lumière plus copieusement qu'un autre objet. Il se trouve de grandes différences dans ce pouvoir réfléchissant des corps. La plus grande quan-

tité est réfléchie par les substances métalliques les plus polies, tandis que le *minimum* de la réflection est donné par les corps bruns ou noirs. Quand tous les rayons de lumière sont également réfléchis d'un corps, ce corps est blanc; mais lorsqu'il n'y a que très-peu de rayons de réfléchis, le corps est noir, parce que le grand nombre en étant absorbé, le peu de rayons qui s'en réfléchissent ne laisse qu'une faible impression sur l'organe de la vue. Il est des corps qui ne réfléchissent que les rayons rouges ou bleus, d'autres jaunes. Mais, lorsque deux de ces rayons sont réfléchis ensemble, ils produisent une teinte différente, comme par exemple, les rayons rouge et jaune, qui produisent l'orangé. Ainsi donc l'art de la teinture consiste principalement à couvrir des substances blanches qui réfléchissent fortement la lumière, avec des matières transparentes, qui, suivant leurs diverses couleurs, transmettent plus ou moins abondamment les différens rayons réfléchis par les substances blanches. Il paraît d'après l'expérience, que les particules colorantes dont on teint les étoffes sont transparentes, et que la lumière réfléchie provenant des fibres de l'étoffe se trouve transmise au travers de la matière colorante. Si cette étoffe est noire, aucune autre couleur ne saurait être transmise, parce qu'elle n'a le pouvoir de réfléchir aucune couleur, et par conséquent n'en peut pas transmettre. Si l'étoffe est rouge, bleue ou jaune, on ne peut la teindre d'aucune autre couleur, excepté de la noire, parce que ces couleurs se trouvant seules réfléchies, aucun autre rayon ne peut être transmis. Il suit de là qu'il est très-important que l'étoffe à teindre soit parfaitement blanche, particulièrement lorsqu'on désire obtenir une couleur brillante, car alors les rayons se trouvent le plus abondamment réfléchis, et on peut produire toute sorte de couleur, en y combinant telle matière colorante qui a le pouvoir de transmettre des rayons particuliers.

La matière colorante se combine avec les étoffes qui sont teintes, par la force d'affinité. Pour que cette action chimique soit complète, il est nécessaire que la matière soit en

division extrême, et qu'elle y adhère si fortement, jusqu'à ne s'en séparer ni par des moyens chimiques, ni par aucun des procédés auxquels on soumet les étoffes teintes. Pour laisser opérer l'action chimique entre la matière colorante et l'étoffe, on dissout la première dans un liquide pour lequel elle a moins d'attraction que pour l'étoffe. La facilité avec laquelle cette combinaison a lieu dépend de l'affinité qui existe entre l'étoffe et la matière colorante. Lorsque cette dernière est la plus forte, la combinaison s'effectue plus rapidement. Quelques matières colorantes adhèrent aux étoffes quand on les met en contact avec celles-ci, et elles ont alors un assez grand degré de permanence. Il est des cas où il n'y a pas la moindre affinité, ou bien elle est si faible, qu'on en obtient la séparation par la moindre action mécanique ou chimique. On rend ces sortes de couleurs permanentes, en combinant quelque substance aux étoffes que l'on destine à la teinture. De cette diversité dans leurs propriétés, on a rangé les matières colorantes en couleurs permanentes, qui le sont assez par elles-mêmes, et en couleurs non permanentes, que l'on ne peut appliquer que par l'intermédiaire de quelques autres substances que l'on est convenu de désigner sous le nom de *mordans*.

Quoique les étoffes soient toutes d'origine animale ou végétale, leurs affinités pour les couleurs sont assez différentes pour exiger divers procédés dans leurs teintures. L'affinité est la plus forte entre les substances animales et la matière colorante; de sorte qu'en général les étoffes de laine ou de soie reçoivent plus facilement la couleur et la retiennent d'une manière plus permanente que les substances végétales. Une pièce de drap, faite de laine et de coton, étant soumise à la cuve à l'écarlate, la laine seule prend de la couleur, et le coton reste blanc après le lavage. En général, la laine a la plus forte affinité pour la matière colorante; la soie et les autres substances animales sont dans le degré suivant, le coton ensuite, le chanvre et le lin ont la plus petite de toutes les affinités.

Mordans. — Ce terme paraît devoir son origine à l'action mécanique que l'on supposait qu'éprouvaient les fibres, par laquelle ils devenaient plus susceptibles d'augmenter l'affinité pour les matières colorantes. On applique le mordant à ces substances, pour qu'elles en acquièrent le pouvoir de fixer les matières colorantes avec plus de permanence. L'opinion générale est, qu'il existe une forte affinité entre les fibres des étoffes et les mordans d'une part, et de l'autre, entre les mordans et la matière colorante; au moyen de cette affinité intermédiaire, la matière colorante se trouve fixée d'une manière permanente, quoique son affinité pour l'étoffe soit très-faible. Dans l'application de plusieurs mordans, tel que l'alun, on suppose qu'il y a décomposition et que la matière terreuse, s'unissant avec les fibres de l'étoffe, sert d'agent intermédiaire entre l'étoffe et la couleur. Cette dernière opinion fut mise en doute par MM. Thénard et Roard, dont les objections sont appuyées d'expériences exactes. De la soie, ayant été parfaitement nettoyée et lavée, fut mise à digérer dans un bain d'alun pendant six jours; la liqueur restante donna des cristaux d'alun pur, et la soie ayant été mise différentes fois en ébullition dans différentes portions d'eau, celle-ci étant évaporée, ne produisit que de l'alun pur, dont presque toute la quantité employée fut retrouvée.

Dans une expérience avec de la laine, qui fut bouillie plusieurs fois dans une solution d'acide hydrochlorique, pour en séparer le carbonate de chaux qui naturellement y adhère, et ensuite bouillie plusieurs fois dans de nouvelles eaux distillées, jusqu'à ce qu'il n'y eut plus aucune trace d'acide ni de chaux, la laine fut bouillie dans une solution d'alun et après cette préparation, elle s'unit rapidement à la matière colorante. Mais après que la laine fut mise plusieurs fois en ébullition dans de l'eau, tout l'alun en fut dégagé et obtenu sans presque aucune perte; ce qui prouve que l'alun se combine avec la laine pure, sans changement ni décomposition. Dans d'autres expériences faites sur le coton et le fil, on obtint de semblables résultats, mais lorsqu'on vint à examiner le

bain d'alun, dans lequel on avait passé de la laine non purifiée, le liquide se trouva jaunâtre, avec un précipité blanc copieux, consistant en sulfate de chaux, sulfate neutre d'alumine et quelquefois une petite portion d'alumine même; le liquide clair au-dessus du précipité contenait de l'alun, de l'acide, du sulfate de potasse et une petite portion de matière animale; tandis que la laine elle-même, mise en ébullition avec l'eau, produit de l'alun et un petit précipité blanc.

Dans les essais faits sur l'acétate d'alumine, il fut trouvé que ce sel se combine avec les étoffes végétales et animales sans décomposition; mais par l'exposition à l'air, une partie de l'acide s'étant séparée, il ne resta sur les fibres, qu'une partie de sous-acétate d'alumine et une petite portion de la terre elle-même. De la laine, préparée de même, fut mise à digérer dans un bain de crême de tartre pure, et souvent lavée dans de l'eau bouillante; les trois quarts du tartre furent retirés sans altération, plus une portion de tartrate neutre de potasse. Les eaux de lavage de la laine, qui étaient *fortement* acides, produisirent un peu de crême de tartre et un composé très-acide, d'acide tartareux et de matière animale: on voit, d'après ces expériences, l'effet sur la laine du mordant ordinaire de crême de tartre et d'alun; la laine absorbe tout l'alun et un peu de crême de tartre non altérée; mais elle en absorbe davantage avec un excès d'acide tartareux; par conséquent, la liqueur dans laquelle la laine est mise en digestion, contient un tartrate neutre de potasse. Dans des essais faits sur des acides simples, on trouva que la laine s'unissait aussi facilement avec la cochenille et la garance, que si elle avait été traitée par l'alun, et qu'elle recevait une quantité aussi grande de couleur; mais la substance qui réussit le mieux est le sur-tartrate d'alumine. En examinant la quantité de mordant employé, ainsi que le tems de la macération, il paraît qu'aucun avantage ne se produisait en augmentant le premier de plus du quart du poids de la laine employée, et en laissant au dernier plus de deux heures de contact. Dans la pratique, il est de la plus grande importance de veiller

aux effets des mordans, parce que, avec les mêmes couleurs traitées par différens mordans, on obtient des tons plus variés et plus brillans. Le mordant alumineux change le rouge obscur de la garance en cramoisi brillant; la solution d'étain convertit le cramoisi de la cochenille en écarlate brillant, et les sels de fer changent le rouge de la garance en violet brun, et produisent un bleu noirâtre avec les solutions astringentes. On peut obtenir des variétés agréables par l'effet du mélange de différens mordans; ainsi, avec les solutions de fer et d'alun, on produit une couleur pourpre ou violette avec la garance. Il suit d'après ce qui vient d'être dit de l'art de la teinture, qu'il reste encore beaucoup à faire pour déterminer les affinités qui sont mises en action, ainsi que pour fixer les procédés d'après des expériences chimiques.

Laine en noir. — Pour communiquer une couleur noire aux étoffes de laine, on les teint d'abord en bleu foncé avec l'indigo. Cette opération est nécessaire pour donner beaucoup de corps à la couleur, et ne s'oublie jamais quand on veut produire un beau noir. Pour les plus beaux, on brise 8 livres de bois de campêche et pareille quantité de noix de galle, que l'on attache dans un sac, et que l'on fait bouillir pendant 12 heures dans une quantité suffisante d'eau. On introduit 50 livres de drap dans le tiers de cette décoction, avec une livre de vert-de-gris, et on fait tenir le tout pendant deux heures à une température de 60° à 90° centigr.; il faut se garder d'élever la température à 100°. Le drap étant retiré, on ajoute un autre tiers de la décoction avec 4 livres de couperose verte, et on y trempe le drap pendant une heure, à la même température. On retire le drap de nouveau; on ajoute le reste de la décoction avec 10 livres de sumac (*rhus coriaria*); on fait bouillir, et la température étant abaissée par l'addition d'un peu d'eau froide, on ajoute une autre livre de sulfate de fer, puis on fait tremper le drap dans ce liquide pendant une autre heure. On lave ensuite le drap, on l'expose à l'air, et on le remet dans le bain pendant une heure, après quoi on le lave dans une eau cou-

rante et on le passe au foulon. Mais pour les noirs ordinaires, on simplifie beaucoup le procédé. Le drap, après avoir été teint en bleu, est mis dans un bain de noix de galle, bouilli pendant deux heures, passé dans un autre bain de bois de campêche et de vitriol vert, à une température de 80° centigr. pendant le même tems, puis lavé et mis au foulon.

Soie en noir. — Avant de donner une couleur noire à la soie, on la fait bouillir pendant quatre ou cinq heures avec un cinquième de savon blanc, pour en dissoudre la matière gommeuse; ensuite on la fait encore bouillir pendant trois ou quatre heures avec les trois quarts de noix de galle; on la laisse dans ce liquide sans bouillir pendant un jour, puis on la plonge dans un bain de vitriol vert, de tournure de fer et de gomme ordinaire. On ne teint que rarement la soie en bleu, comme la laine; mais elle requiert plus d'immersions avec des infusions alternées de noix de galle et de fer. La quantité de noix doit être aussi beaucoup plus grande que dans la teinture de la laine.

Coton en noir. — Comme l'affinité entre les substances végétales et la matière colorante est moins forte que celle qui existe entre les couleurs et la soie ou la laine, on emploie différens mordans pour fixer les couleurs sur ces substances. On imprègne les fibres végétales d'huiles ou de colles animales, pour les animaliser; c'est sur ce principe que l'on donne un noir permanent au coton, par le procédé suivant. Dans 2 pintes d'eau douce, on introduit 2 onces d'eau forte commune, plus 2 ou 3 onces de litharge; on met la bouteille dans un lieu chaud, on la remue souvent jusqu'à ce que la solution soit complète, et on décante ensuite le liquide clair du sédiment. On laisse tremper d'abord pendant dix ou douze heures les fils de lin ou de coton, sans chaleur, dans cette solution de nitrate de plomb très-étendue; on lave et on plonge ensuite dans une eau de colle d'une force modérée; on fait sécher à l'ombre; enfin on laisse tremper pendant sept ou huit minutes à une chaleur d'eau bouillante, dans une dé-

coction de trois quarts d'once de noix de galle dans deux pintes d'eau, à laquelle on ajoute les trois quarts d'une once de sel, après une première ébullition de dix minutes. Le fil, étant lavé et séché, se trouve être gris jaunâtre obscur. On le fait tremper ensuite dans une solution de trois quarts d'once de vitriol vert, avec pareille quantité de sel, dans deux pintes d'eau chaude; on le lave, on le sèche, et la couleur noire qu'il a reçue se trouve grandement augmentée en le faisant bouillir pendant quelques minutes dans une décoction de trois quarts d'once de bois de campêche dans deux pintes d'eau, à laquelle on ajoute un quart d'once d'amidon. Pour fixer la couleur, on fait tremper le fil dans un bain d'une once de galles brisées et de deux onces de forte colle, auxquelles on ajoute une once de vitriol vert, après dix minutes d'ébullition; on laisse refroidir le tout avec le soin de remuer souvent. On fait alors sécher le fil à l'ombre.

Bleu. — L'indigo est la principale substance dont on se sert pour la teinture du bleu; il ne demande aucun mordant pour se fixer, et lorsqu'on le traite avec soin, c'est une des couleurs les plus fixes. Mais, pour en rendre la combinaison avec les fibres de l'étoffe parfaite, on lui enlève une partie d'oxigène, ce qui le rend grisâtre. Les substances employées à cet effet sont d'autres matières colorantes, comme la garance; des substances mucilagineuses végétales, comme le sucre ou la gomme; des oxides métalliques, comme ceux de fer, d'étain, ou le sulfure d'arsenic (orpiment). Dans cet état, l'indigo est soluble dans les alkalis et l'eau de chaux, que l'on emploie d'ordinaire dans ce cas.

Laine en bleu. — Dans le procédé de la teinture de la laine en bleu, on obtient quelquefois la couleur bleue de l'indigo pur, et quelquefois d'un mélange d'indigo et de gaude. On fait le mélange dans une cuve de bois enfoncée dans la terre et couverte, pour la protéger de l'air et maintenir la température plus uniforme. 200 parties de gaude concassée sont d'abord introduites dans la cuve; on y ajoute une décoction chaude de 15 parties de gaude, puis pareille quantité de ga-

rance et la valeur d'un panier de son, que l'on a fait bouillir séparément; enfin on remplit la cuve d'eau. On abandonne ce mélange pendant quelques heures; on remue le tout exactement, et on le laisse encore en repos. Il se fait une fermentation; après le tems nécessaire, on ajoute 4 parties de chaux; ce qui rend la cuve noire; ensuite on ajoute de 5 à 15 parties d'indigo, dont on fait une pâte avec de l'eau, et on agite bien le mélange. Il se rassemble beaucoup d'écume à la surface, et la liqueur inférieure devient d'un vert brillant.

Avant d'introduire le drap dans la cuve, on l'humecte à l'eau bouillante, et le tems qu'on le laisse dans la cuve est réglé par la nuance que l'on veut obtenir. Le drap se retire vert de la cuve; mais, par son exposition à l'air, il devient bleu, en raison de ce que l'indigo a absorbé la portion d'oxigène qu'il avait perdue dans sa préparation. On obtient une couleur bleue plus riche, plus douce et plus fine, *en* employant de la perlasse, du son et de la garance avec l'indigo, dans une cuve de cuivre. L'alkali sert de solvant, et le bain se prépare avec 9 parties de perlasse, autant de son, et une partie de garance, à laquelle on ajoute 9 parties d'indigo malaxé avec un peu d'eau. On maintient une chaleur modérée pendant deux jours, et on a soin de remuer occasionnellement pendant la solution.

Soie en bleu. — Une cuve composée des mêmes matériaux, excepté la gaude, teint la soie en bleu; mais, lorsqu'on veut une couleur foncée, il est nécessaire de communiquer à la soie une couleur pourpre au moyen des bois.

Bleu sur coton et toile. — Dans la préparation de l'indigo, pour cette teinture, on emploie les oxides et les sulfures métalliques. On prépare la cuve en faisant le mélange d'une partie d'indigo, deux de sulfate de fer et deux de chaux avec une suffisante quantité d'eau; on la laisse en repos pendant deux jours. Une partie de la chaux décompose le sulfate de fer et l'amène à l'état de sous-oxide, qui agit sur l'indigo et le rend soluble dans l'eau de chaux. Après que le coton a été enlevé de la cuve, il devient bleu par l'exposition à l'air; pour

en rehausser le ton, on le passe dans une eau contenant une petite proportion d'acide sulfurique.

Bleu de Saxe. — Pour obtenir cette belle teinte, on dissout l'indigo dans quatre fois son poids d'acide sulfurique concentré, que l'on fait digérer à une chaleur modérée pendant 24 heures; le liquide paraît d'un noir foncé, mais lorsqu'on l'étend de beaucoup d'eau, il devient d'un beau bleu transparent. La couleur se combine avec les fibres des étoffes de laine avec une telle rapidité, qu'il est difficile d'en rendre la couleur uniforme dans toute une pièce. Par cette manière de teindre, les pièces sortent bleues de la cuve et non vertes comme dans le premier cas; mais cette couleur n'est pas très-permanente, et s'enlève facilement avec du savon.

Jaune. — Le jaune le plus permanent et en même tems le plus beau s'obtient de la gaude, *reseda luteola*. La couleur s'extrait en digérant à-peu-près à une température de 100° centigr., les tiges de la plante, que l'on attache dans des sacs tenus à la surface de l'eau dans une chaudière, par suspension; cette décoction concentrée, est jaune brunâtre; mais quand elle est étendue d'eau, elle a une teinte verdâtre; cette espèce de teinture exige des mordans.

Laines en jaune. — On teint les laines en jaune en les passant dans un bain de 4 parties d'alun et 1 de tartre pour 15 de laine; mais la quantité de tartre varie suivant que la couleur doit être plus ou moins brillante. On plonge alors les étoffes dans le bain de gaude, préparé de 3 ou 4 parties de gaude pour une de laine; pour communiquer un jaune doré avec une teinte orangée, on plonge les pièces dans un bain faible de garance, après celui de la gaude.

Soie en jaune. — On obtient un jaune doré sur soie, en faisant bouillir l'étoffe dans une eau de savon, l'imprégnant d'alun, la lavant et la passant ensuite deux fois dans un bain de gaude. Pour ajouter à la richesse de la couleur, on dissout une petite quantité d'alkali dans le bain, pendant la seconde immersion. La couleur devient encore plus foncée et plus brillante, par les solutions d'étain.

Coton en jaune. — On nettoie d'abord l'étoffe avec des cendres de bois et de l'eau; on la passe dans l'alun, on la fait sécher et on la plonge dans le bain de gaude, dont la proportion de la matière colorante excède le poids du coton. On tient ensuite l'étoffe pendant une heure, dans un bain de sulfate de cuivre et de l'eau bouillie avec du savon blanc; on lave et on sèche. Pour donner une couleur jonquille plus foncée, on néglige l'alunage et on ajoute un peu de vert-de-gris au bain de gaude, tandis qu'on finit l'étoffe avec de la soude. On emploie à la teinture jaune, non-seulement la gaude, mais aussi le *morus tinctoria*, le *rhus cotinus*, le *ginista tinctoria* et le *quercitron* qui fut introduit par Bancroft.

Rouge de garance. — La racine de garance, *rubia tinctorum*, contient deux matières colorantes différentes; l'une d'un rouge de sang foncé, l'autre jaune brunâtre. On se sert des sels à base d'alun, pour fixer la couleur, et des sels d'étain pour en augmenter la teinte.

Sur étoffes de laine. — On fait tremper les étoffes dans un bain d'alun et de tartre, en différentes proportions, suivant la couleur que l'on veut obtenir. Lorsqu'on ajoute la garance à ce bain, la température ne doit pas être plus élevée que celle du sang humain, car on courrait le risque d'obtenir une couleur brune.

Sur coton. — Il est très-difficile de bien teindre le coton ou le lin, avec la garance; en raison du peu d'affinité qui existe entre ces corps.

On connaît deux espèces de rouge de garance avec des teintes intermédiaires variées. L'une constitue le rouge ordinaire, qui est assez permanent, mais qui a peu d'éclat; en communiquant cette couleur, on emploie les noix de galles, ou une autre substance végétale contenant du tannin, un sel d'alun comme mordant, la matière colorante de la garance et un bain alkalin pour en augmenter la teinte.

Rouge de Turquie. — Le rouge de Turquie ou d'Andrinople, que l'on a si long-tems admiré pour le brillant, la beauté et la permanence, se communique par des procédés longs et

difficiles. Cette couleur que l'on croit produite par une qualité supérieure de garance, que produisent des climats plus tempérés, est assez permanente pour résister à l'action de l'eau forte, pendant à-peu-près une heure, sans éprouver de changement notable.

Après avoir parfaitement nettoyé le coton, on l'imprègne de quelque matière animale; on le fait ensuite tremper dans l'huile d'olive, à laquelle on ajoute un peu de soude; puis dans trois bains successifs composés d'eau et de soude, pour en séparer l'huile excédante. On fait tremper dans une forte décoction de noix de galles et on fait sécher rapidement. On plonge la pièce pendant le tems nécessaire, dans un mordant alumineux; on l'étend et on la sèche. Les mêmes procédés sont encore répétés, et finissent la préparation préalable, pour ensuite recevoir la garance. Afin que l'étoffe soit encore plus imprégnée de matière animale, on ajoute une petite quantité de sang d'agneau au bain de garance, dans lequel on laisse tremper les écheveaux de coton, étendus sur des supports et à une température modérée, que l'on augmente graduellement jusqu'à l'ébullition. On enlève le coton du support et on le laisse détaché dans le bain, pendant une autre heure, à la température de 100°. On le lave à l'eau courante, on le sèche, et on le finit dans un vase couvert contenant une solution de savon blanc de Marseille, de l'huile d'olive et de la soude. Cette couleur fut parfaitement imitée à Montpellier, ainsi qu'à Glasgow, où on a même abrégé le procédé.

Rouge de cochenille. — Cette belle couleur cramoisi ou écarlate, se tire d'un insecte du Mexique, produit par le *cactus cochenillifera*. On connaît une autre espèce de cochenille, sous le nom de *grana-silvestra*, que nourrissent différentes espèces de *cactus;* la matière colorante de celle-ci est inférieure à l'autre.

La cochenille abandonne sa couleur à l'alcool, qui devient cramoisi foncé; quand on évapore la solution, on obtient un résidu transparent très-rouge. Elle est aussi soluble dans l'eau

par la décoction, qui devient rouge tirant au jaune et qui précipite une petite portion d'un beau précipité rouge. Le tartre change la même décoction en jaune rougeâtre et il se dépose un précipité rouge pâle. La liqueur surnageante qui est jaune, prend une teinte pourpre par l'addition d'un peu d'alkali, tandis que le précipité se rédissout. L'alun donne un rouge plus foncé et précipite plus abondamment. La couleur produite par un mélange d'alun et de tartre est plus élevée, mais elle a une teinte jaunâtre. Le muriate d'étain précipite toute la matière colorante en cramoisi. Ces remarques sur les procédés chimiques de la cochenille serviront d'introduction aux procédés employés dans cette teinture.

Rouge cramoisi. — On communique directement cette couleur sur du drap, en employant les mêmes matériaux comme dans la teinture à l'écarlate, que l'on considère comme composée de cramoisi, couleur naturelle de la cochenille et de jaune ; avec cette différence, qu'on ajoute une moindre quantité de la solution et que l'alun forme un des ingrédiens du bain. Pour augmenter la couleur du cramoisi, on finit quelquefois les étoffes avec du tournesol et de la potasse, quoique cette substance soit très-fugitive par sa nature. Il est une autre méthode de donner une couleur cramoisi au drap, qui consiste à altérer l'écarlate obtenu de la cochenille, par le moyen de quelques sels terreux, comme l'alun ; on l'obtient ainsi en le plongeant pendant une heure dans cette solution à 100° centigr. De l'eau très-dure produit le même effet, en raison des sels terreux qu'elle contient.

Cramoisi sur soie. — On prépare cette étoffe, en la faisant bouillir avec du savon, mais sans ôter entièrement la teinte jaune naturelle, qui paraîtrait contribuer au procédé ; on lui donne un fort alunage, puis on la plonge dans un bain composé des solutions d'étain, de tartre et de cochenille ; on trouve également nécessaire de faire tremper la soie dans une infusion de noix de galles, pour la rendre plus capable de recevoir la teinture de la cochenille.

Écarlate. — Cette couleur fut découverte par un Allemand,

qui s'établit près de Londres, en 1543. Le D. Bancroft a établi que cette couleur est un composé de cramoisi et de jaune; le changement du cramoisi en écarlate n'est pas, comme on le suppose, l'effet du nitro-muriate d'étain, mais bien du tartre qu'on emploie dans la solution d'étain, car le tartrate d'étain produit le même effet.

Écarlate sur drap. — On fait généralement deux opérations pour teindre le drap en écarlate; les proportions des ingrédiens pour cent livres de drap, sont de 8 à 10 livres de tartre que l'on met d'abord dans une bouilloire avec une suffisante quantité d'eau douce; on ajoute après 6 à 8 onces de cochenille, et on introduit dans le même bain 10 à 12 livres de nitro-muriate d'étain. Quand le mélange est près de bouillir, l'étoffe, que l'on a d'abord humectée d'eau, est passée dans le bain, pendant une heure et demie; on tient le liquide à 100° centigrade. Lorsqu'on retire le drap il a acquis une teinte couleur de chair, ce qui constitue la première opération. On vide la bouilloire et on la remplit d'eau fraîche que l'on porte à 90° centigr.; on y ajoute de 5 à 6 livres de cochenille en poudre, dont on fait bien le mélange, puis 10 livres de la solution d'étain. On introduit le drap que l'on passe d'abord rapidement dans le liquide bouillant et ensuite plus lentement pendant une demi-heure. On lave, on sèche, et la seconde opération se trouve terminée. On peut communiquer la même teinte par une seule opération; dans ce cas, tous les ingrédiens, le tartre, la solution d'étain et la cochenille, sont mêlés ensemble; le drap étant passé dans le bain pendant un tems convenable, l'affinité entre la matière colorante, le mordant et la laine, est telle, que l'union se fait immédiatement avec la plus grande force. Lorsqu'on veut une couleur de flamme, on ajoute un peu de fustic jaune (morus tinctoria), au premier bain, ou une portion de safran des Indes (Turmeric), au second bain à la cochenille.

On emploie souvent des proportions différentes pour teindre en écarlate; il est même établi que la proportion de cochenille est d'une once par livre de drap, de sorte que c'est

le plus cher des procédés suivis dans l'art de la teinture.

Vert. — Cette couleur composée se produit, en donnant une teinte jaune à un fond bleu, une teinte bleue à un fond jaune, ou bien en mêlant ensemble le bleu et le jaune dans le même bain. Pour fixer cette couleur et lui donner de l'éclat, il faut beaucoup d'expérience pratique; c'est une raison qui en rend les procédés secrets.

Vert sur drap. — Le procédé le plus commun est de communiquer au drap, telle teinte de bleu d'indigo en cuve que l'on juge nécessaire à la couleur verte; après l'avoir lavé, on le plonge dans un bain jaune contenant des matériaux colorans en grande proportion. Pour les verts foncés où il paraît une légère teinte brune, on ajoute au bain des petites quantités de bois de campèche et de sulfate vert de fer.

Sur soie. — Le procédé suivi dans la teinture de la soie est plus difficile, parce que la matière colorante se combine si rapidement, que souvent les teintes sont inégales On donne d'abord un fort alunage à la soie; on la teint ensuite au bain de gaude, et on la finit dans la cuve d'indigo.

Vert de Saxe. — Cette couleur doit son nom au bleu de Saxe ou sulfate d'indigo qui en fait le fond. On donne ensuite l'alunage, et on passe la pièce dans un bain jaune de fustic (morus tinctoria), qui est le moins susceptible de s'altérer au sulfate d'indigo. Pour corriger les effets de l'acide, on recommande d'ajouter une portion de chaux, après que le drap a reçu la couleur bleue. Avec quelques variations dans les procédés en raison de difficultés plus grandes que l'on trouve à fixer les couleurs, on teint de même la soie, le coton et la toile.

CHAPITRE VII.

DE L'ART DU BRASSEUR.

Les périodes les plus anciennes de l'histoire humaine font mention de la préparation et de l'usage des liqueurs fermentées. Dans les régions les plus tempérées du globe, l'abondance des fruits et les changemens nombreux de leurs sucs, particulièrement celui du raisin, produisent une grande variété de vins, à l'usage de l'homme. Dans les contrées dont le sol et le climat sont plus favorables à la culture des grains, on connaît mieux la bierre, qui est le produit de la fermentation de différentes graines farineuses. Les climats de la France, de l'Espagne et du Portugal, quelques districts de l'Allemagne, et les côtes septentrionales de la méditerranée, sont particulièrement favorables à la culture de la vigne; il suit de là, que le vin y est non-seulement en usage parmi les basses classes du peuple, mais qu'il constitue encore une branche très-lucrative de commerce; tandis que le grain, que l'on considère avec raison comme un des plus grands bienfaits de la Divinité, fournit les matériaux pour les liqueurs fermentées, dans toutes les contrées septentrionales. Toutes les espèces de graines farineuses paraissent propres à la fabrication de la bierre, mais on n'emploie guères que deux espèces à cet usage, l'*hordeum vulgare* et l'*hordeum hexastichon*. Il résulte des analyses faites par Einhoff, que 384 parties d'orge fournissent 269 de farine, 72 de son et 43 d'une matière volatile; que la même quantité de farine ordinaire, donne 258 parties d'amidon mêlé avec un peu de gluten, 26 de son, 17.6 de mucilage, 20 de matière sucrée, 4.4 d'albumine, 36 de matière volatile et une petite quantité de phosphate de chaux.

Préparation du malt (*Drèche*). — Par cette opération, la végétation du grain se trouve développée jusqu'à un certain degré; ce qui se fait en trois semaines à-peu-près. On fait d'abord tremper le grain pendant 40 heures au moins ou 65 heures au plus, dans une quantité d'eau. Pendant ce procédé, l'orge augmente de volume et devient plus pesant de près de moitié de son poids, lorsqu'il est de bonne qualité; il devient aussi plus blanc, l'eau prend une couleur jaune, acquiert une odeur et un goût particuliers, avec dégagement d'acide carbonique. Lorsqu'on juge le procédé fini, on soutire l'eau et on projette l'orge dans une espèce de baquet où on la laisse pendant 26 heures. C'est alors que l'on jauge la citerne où s'est fait le premier extrait, ainsi que le baquet contenant l'orge, pour proportionner la taxe du gouvernement. On étend ensuite le grain sur l'aire et on le retourne de tems en tems, pour avancer le procédé de la végétation. L'humidité s'évapore et après un certain tems, la température de l'orge s'élève au-dessus de celle de l'atmosphère de près de 10 degrés; il est nécessaire de veiller avec le plus grand soin, pour que le procédé n'avance ni trop rapidement ni trop lentement. Si la température est trop élevée, il faut que la couche d'orge soit moins forte et qu'elle soit plus souvent retournée, afin que les radicules ne poussent pas trop, avant que le changement nécessaire que doit subir tout le grain, n'ait eu lieu. Peu après que ces radicules commencent à pousser, la tige de la plante future se montre également; mais on prend la précaution de finir cette partie du procédé avant que cette plumule ne soit trop avancée. La température la plus convenable à cette opération est de 12.78 à 14.44 centigrade, que l'on règle au moyen des croisées de l'aire : le tems que le grain reste en cet état, réglé par cette température, est de 14 jours à 3 semaines. On est assuré que le grain a éprouvé le changement convenable avant d'être introduit dans le four pour y sécher, lorsqu'il se réduit à l'état de la plus belle farine par l'effet de la friction entre les mains. Pour arrêter entièrement la germination, on sèche le grain dans un four où on

l'étend dans une chambre, dont le fond est composé de surfaces de fer perforées; une ouverture pratiquée à la partie supérieure, permet à l'humidité de se dégager. On allume au-dessous, un feu de *coak* ou de *charbon*, pour que l'air échauffé passe dans la drèche; on l'expose d'abord à une température très-modérée, que l'on élève successivement jusqu'au degré nécessaire, pendant le dégagement de l'humidité. Elle est au commencement beaucoup au-dessous de 37.78 centigr.; suivant les expériences de M. Combrune, lorsqu'elle n'est pas élevée à plus de 48.33 centigr., la drèche était de couleur blanche; à 51.11 centigr. de couleur de crème; à 53.89, légèrement jaune; à 56.67, couleur d'ambre; à 58.89, couleur d'ambre foncé; à 61.67, brun pâle; à 64.44, brun; à 66.67, brun foncé; à 77.22, couleur de café brûlé et à 80° centigr., noir.

Le tems requis pour sécher la drèche, est à-peu-près de deux jours; mais il est en rapport de la quantité que l'on traite à-la-fois. Lorsque la drèche est suffisamment séchée, on éteint le feu et on la laisse refroidir dans le four. Les petites racines se séparent alors de la drèche et on envoie celle-ci au moulin, pour en faire de la farine.

Pour conduire les différens procédés de la brasserie, il est très-nécessaire d'avoir une disposition commode des instrumens que l'on emploie, surtout dans un grand établissement. Il faut que la citerne à eau soit placée de manière à ce que le contenu puisse en être déchargé à volonté dans le second vaisseau ou chaudière à liqueur, à côté de laquelle se trouve la chaudière à moût. Le quatrième vaisseau, ou chaudière à mélange, est garni d'un faux fond perforé et placé de telle manière, que le sommet soit au niveau du robinet de décharge de la chaudière à liqueur; au-dessus de ce dernier vaisseau se trouve celui qui contient la drèche moulue. Au-dessous est un autre vaisseau qui reçoit le moût crû de la chaudière à mélange, et dans la partie inférieure est une pompe pour porter le moût dans la grande chaudière. Les autres vaisseaux sont des brassins ou cuves, que l'on arrange de telle manière

que les moûts bouillis puissent y être facilement conduits, ainsi qu'aux tonnes à fermentation, que l'on tient dans une pièce séparée, au-dessous de laquelle se trouve la cave où l'on garde les tonneaux qui reçoivent la liqueur des tonneaux supérieurs. Il est presque inutile de dire qu'il est très-essentiel que tous ces vaisseaux doivent être tenus parfaitement propres.

Des mélanges. — On introduit la quantité d'eau nécessaire à la température de 79.44 à 82.22 centigr. dans la cuve à mélange; on y ajoute graduellement la drèche, tandis que l'on remue, pour qu'elle soit parfaitement mêlée, et ne fasse pas de pelottes. Cette opération est très-longue, car, pourvu que la drèche soit parfaitement divisée et mouillée, il n'en est que mieux de faire le mélange très-épais. On en étend une petite quantité à la surface et on laisse reposer le tout pendant deux ou trois heures; on y projette ensuite de l'eau à la température de 82.22 centigr., jusqu'à ce qu'elle s'élève de 4 pouces au-dessus de la drèche. Au moyen d'un *robinet* placé sous le faux fond, on conduit le moût dans le vaisseau inférieur; on ajoute une nouvelle quantité d'eau à 82.22 sur la drèche découverte, et on répète cette opération autant qu'on le juge nécessaire, suivant la force de la liqueur que l'on veut obtenir. Ce moût est d'une couleur d'ambre, d'un goût douceâtre et d'une odeur particulière. Si cette liqueur paraît trouble, c'est un signe que l'on a employé de l'eau d'une température trop élevée au lavage; il faut six ou sept heures pour décanter tout le moût et vers la fin, la couleur devient plus pâle, le goût douceâtre diminue et l'odeur est moins agréable. La pompe conduit ensuite tout le liquide dans la grande chaudière; on y ajoute la quantité de houblon que l'on juge nécessaire pour donner du parfum et rendre la bière capable de se garder; on continue l'ébullition pendant une, deux ou trois heures, suivant le degré de force qu'on veut obtenir. L'odeur aromatique et le goût amer sont dus au houblon; mais le principe aromatique qui est volatil, se dissipe par une trop longue ébullition, et le principe amer reste

seul. La qualité enivrante des liqueurs de la drèche a été attribuée à l'huile ou principe amer du houblon; mais, comme cette qualité est plus grande dans les espèces de bière très-fortes, on peut en conclure avec certitude que cette qualité est due à une plus grande proportion d'alcool qui se développe pendant la fermentation.

Refroidissement. — Lorsque le moût a été tenu à la température de 100° centigr., pendant le tems nécessaire pour lui donner la force voulue, on le fait couler dans des réfrigérans, qui sont ordinairement des vaisseaux plats; la profondeur du liquide que l'on y met n'excède pas 3 à 4 pouces, car c'est un des objets les plus importans de l'art du brasseur, de réduire la température du moût à celle de l'atmosphère, dans le plus court espace de tems, parce que, étant trop long-tems exposé à l'air, il est plus sujet à ces changemens défavorables à la fermentation vineuse, et tend à passer à l'acide. Pour lever ces difficultés, on a heureusement pratiqué dans ce pays, la méthode de passer la liqueur dans un tube chaud plongé dans l'eau froide, ainsi qu'on le pratique dans le procédé de la distillation. Mais, quel que soit le mode employé, il est essentiel d'obtenir un refroidissement aussi prompt que possible; on peut même ajouter que la température à laquelle le moût se trouve réduit, varie suivant la saison et la chambre où l'on produit la fermentation. En hiver, il convient de tenir la température du moût un peu au-dessus de celle de l'atmosphère, particulièrement dans les petites brasseries; mais dans les saisons moyennes, il est important d'en réduire la température à quelques degrés au-dessous. Dans le premier cas, on ne doit pas abaisser à plus de 13.33 ou 15° 56 centigr., et dans le dernier, on peut l'amener à 10 ou 10° 55 centigr. Lorsqu'on expose le moût dans des vaisseaux plats, comme on en a l'usage, il est clair que l'abaissement se fait par évaporation. La quantité de liquide dégagé à l'état de vapeur, dépend non-seulement de la différence de température du *medium* et du moût, mais aussi de la construction des réfrigérans et de la profondeur

du liquide contenu. Il suit de là qu'il doit être dans l'intérêt du brasseur d'opérer le refroidissement avec le moins de perte possible, qui dans quelques cas s'élève à un *quart* du volume du liquide. Il n'y a point de doute que le dégagement des parties les plus volatiles produit un effet considérable sur la qualité de la bière. Le procédé indiqué ci-dessus, de refroidir sans l'exposition à l'air, lorsque le moyen est possible, peut être regardé comme un pas de plus, que la science a fait dans cette partie.

De la fermentation. — Lorsque le moût est amené à la température convenable, on l'introduit dans les vaisseaux à fermentation, qui sont de bois et de forme cylindrique. Comme le liquide augmente de volume pendant la fermentation, on doit y avoir égard en ne remplissant que jusqu'à une certaine hauteur. Pour accélérer les fermentations, on ajoute une quantité de levure; cette levure est la substance mousseuse qui se rassemble à la surface des liqueurs en fermentation; elle est glutineuse, grise ou brune et d'un goût amer. La levure fraîche réussit mieux, quoique ses qualités fermentescibles ne se détruisent pas lorsqu'on l'amène à l'état solide par la dessication. Aucune analyse de levure n'a été faite, depuis que la chimie s'est perfectionnée. Les analyses de Westrumb qui datent de 1796, montrent que 1536 parties de levure fraîche contiennent 48 de gluten; 31.5 de matière sucrée; 24 de mucilage; 24 d'alcool; 12 de matière extractive végétale; 6.9 de chaux; 4.5 d'acide malique; 1.5 d'acide carbonique; 1 d'acide acétique; 1.3 de potasse et 1359.5 d'eau. On a demandé souvent de savoir à quels principes la levure devait ses qualités fermentescibles, mais aucune explication satisfaisante n'en a été donnée jusqu'à ce jour. Dans une substance composée de tant d'élémens divers, il est à peine possible de tracer tous les changemens qui s'effectuent par l'action variée des affinités; et peut-être on admettrait que la fermentation de la levure n'est pas confinée à une ou deux de ses parties, mais à chacune d'elles proportionnellement. La levure solide, quoique privée de quelques-uns de ses principes, n'a pas perdu ses qualités fer-

mentescibles; mais on doit se rappeler en même tems que la levure fraîche contribue plus puissamment au succès et à la perfection du procédé; il est possible que la levure desséchée recouvre cette propriété, lorsque ses principes perdus se trouvent restaurés par les nouvelles affinités qui sont excitées, quand on la met dans le liquide. La température du liquide à fermenter et de la pièce où on conduit le procédé, est très-essentielle au succès complet de l'opération. Il se produit à peine une fermentation sensible lorsque la température est beaucoup au-dessous de 10° centigr., et quand on l'élève à plus de 21.11 centigr., elle tourne à l'acide. La liqueur étant placée dans des circonstances favorables, perd graduellement sa transparence; le mouvement intérieur commence; des bulles d'air se dégagent, et comme elles s'élèvent enveloppées d'une membrane de matière glutineuse, elles forment une écume à la surface. La température est continuellement augmentée pendant le procédé; elle varie de 4.44 ou 5.56 à 8.33 et dans quelques cas à 11.11 centigr. il se dégage beaucoup d'acide carbonique, et avec les progrès de la fermentation, on éprouve que le goût douceâtre du moût se convertit en un goût agréable et piquant. La matière sucrée diminue et disparaît si on laisse la fermentation se développer assez: l'acide carbonique et l'alcool sont les nouvelles substances qui apparaissent: le premier lui donne de la vivacité et le dernier ses qualités enivrantes. Le changement chimique se produit sur le sucre, qui se convertit en acide carbonique et en alcool, par un nouvel arrangement du carbone, de l'hydrogène et de l'oxigène, qui le constituent. Une partie du carbone et de l'oxigène, forment l'acide carbonique, tandis qu'une autre portion des mêmes élémens, unie à tout l'hydrogène du sucre, entre dans la composition de l'alcool. Il est évident que le dégagement de l'alcool dans le liquide fermenté doit en diminuer la pesanteur spécifique. Dans le cas où l'on requiert de la précision dans les différens procédés suivis, on détermine la concentration du moût par l'*hydromètre* ou le *saccharomètre*, qui est construit de telle sorte, qu'au moyen de tables

on détermine la quantité de sucre que contient le moût, et par le moyen de pareils instrumens on découvre aussi la proportion d'alcool dégagée pendant la fermentation. Cette atténuation est considérée comme la mesure de la force; elle varie beaucoup dans les différentes liqueurs fermentées : elle est la moindre dans celles de la drèche; elle est plus grande dans la même espèce de liqueurs, quand on les prépare pour la distillation et pour en extraire l'esprit, enfin elle est la plus grande de toutes dans les vins.

Manière de purifier. — Cette opération est la dernière du procédé de la fermentation; l'objet en est d'empêcher que la levure ne se mêle avec le liquide, qui lui donnerait un goût amer, et aussi, d'arrêter le procédé avant que la fermentation acide ne commence. Pour cet effet, on divise le liquide contenu dans les vaisseaux de fermentation, en plus petites portions, que l'on introduit dans d'autres tonneaux plus petits; on les remplit, et on les laisse ouverts pour que la levure nouvelle qui se forme, puisse en découler et être reçue dans des vases placés au-dessous. Par cette division, on réduit la température, qui en arrête la fermentation. Le tems où l'on commence à purifier, est réglé par le dépôt de la levure sur la surface du liquide en fermentation, et se continue plus ou moins long-tems suivant sa qualité et la température de l'air. Comme le liquide diminue ici par l'écoulement de la levure, on y ajoute de nouvelles portions, pour tenir les petits tonneaux pleins, pendant toute la durée de l'opération. Cette précaution est nécessaire, parce que la levure qui se forme à la surface, se sépare du liquide et détermine la fin de l'opération, lorsque cet écoulement cesse. Mais il est à observer qu'une autre portion, d'une plus grande densité, tombe en même tems au fond des tonneaux et constitue la lie des liqueurs fermentées.

Tonnage. — Lorsque le dernier procédé décrit est achevé, on introduit le liquide dans des tonneaux ou des citernes construites en pierre ou en bois. Les tonneaux sont entièrement remplis, pour que la levure qui se forme par suite de

l'agitation, puisse s'échapper; dans les grands établissemens, on garde la liqueur dans des réservoirs immenses, jusqu'à l'époque de la distribution.

Lorsque le liquide fermenté est abandonné pendant un certain tems, il devient transparent. Dans beaucoup de brasseries où l'on veut obtenir de suite cet effet, on ajoute une certaine portion d'un liquide préparé avec de la colle de poisson et de la vieille bière. Pour la bière connue sous la dénomination d'*ale*, on se sert des qualités les plus belles de colle de poisson; mais pour le *Porter*, l'espèce commune de cette colle suffit. On ajoute à un petit tonneau moitié plein de vieille bière transparente, assez de cette colle pour le remplir, et on produit la solution en agitant souvent; après quelque tems, on passe le liquide dans un gros tamis, et on verse de nouveau la colle non dissoute dans le tonneau pour la soumettre à une opération semblable; la plus grande partie se dissout de cette manière et après quelque tems de repos, on passe le liquide dans un tamis plus fin: on l'introduit dans un tonneau propre que l'on destine ensuite à l'usage. On ajoute une quantité de cette solution à la liqueur fermentée; le gluten se combine avec les particules flottantes et les précipite par sa plus grande intensité. Ce procédé rend la liqueur transparente en peu d'heures, tandis qu'elle serait plusieurs semaines à acquérir cette qualité, abandonnée à elle-même.

Coloration. — La couleur de ces sortes de liqueurs dépend en grande partie de l'état de la drèche, ou de la température à laquelle elle a été exposée pour la sécher. Mais comme il est plus profitable au manufacturier de faire usage de drèche pâle, on adopte des moyens artificiels pour communiquer une couleur plus foncée à la liqueur. La matière colorante, que l'on peut considérer comme étant de la nature du charbon, se prépare de différentes manières. On concentre par l'ébullition une partie de la plus forte drèche, et quand elle est amenée à la consistance de la thériaque, on l'enflamme et on la laisse brûler pendant quelques minutes, ou bien on fond une quantité de sucre au feu, on le brûle de même, et lors-

qu'il est éteint, on le mêle avec de l'eau pour s'en servir. Quelle que soit la préparation, il est évident que le mélange est une solution sucrée ou sirupeuse, tenant une portion de charbon en combinaison. La quantité de matière colorante employée est réglée par l'intensité de la couleur que l'on veut communiquer; quelquefois on l'ajoute lors du tonnage, mais plus souvent au moment de verser la bière dans le commerce.

Variétés dans les liqueurs de la drèche. — Des différentes liqueurs de la drèche, l'*ale* est la plus vive, la plus faible en couleur et la plus douce au goût. On n'emploie pour l'obtenir que de la drèche pâle qui a été séchée à une température très-basse et qui se trouve dépourvue de charbon : la fermentation n'est pas poussée aussi loin, de sorte qu'il reste une portion de sucre non décomposée, dans la liqueur; et comme la proportion de houblon est aussi moindre, elle a moins de parfum amer. Dans la *bière* et le *Porter,* la drèche est plus fortement séchée, ou bien on ajoute une portion de matière colorante pour les rendre plus bruns; dans une autre espèce nommée *forte bière*, la proportion de la drèche et du houblon est plus grande; il est possible que l'on y ajoute aussi d'autres drogues pour rendre la couleur plus foncée, ou pour communiquer à la bière ce goût amer particulier qui la fait tant estimer.

CHAPITRE VIII.

DE L'ART DE DISTILLER.

Pendant le procédé de la distillation, un corps se trouve converti à l'état de vapeur ou de fluide élastique; il se rétablit en son premier état lorsqu'il arrive en contact avec un corps froid, qui lui fait perdre le calorique qu'il contient. Au moyen de ce procédé, on tire un avantage de la différence

de volatilité de plusieurs substances mêlées ensemble dans un même liquide, pour les séparer. C'est ainsi que l'on sépare l'esprit, des liquides fermentés, ou que l'on purifie des liquides par la distillation de l'eau. L'appareil employé dans la distillation varie suivant la nature et la longueur du procédé. Ce sont des vaisseaux de verre dans les expériences chimiques; tels qu'une cornue et un récipient. La chaleur que l'on applique est celle d'un bain de sable ou d'un bain marie, suivant la volatilité de la substance à distiller, ou la délicatesse requise du procédé. Mais la distillation en grand, comme dans la séparation de l'alcool des liquides fermentés, demande un appareil très-différent. Quelle que soit la nature de la liqueur fermentée, la substance nécessaire est le sucre, qui peut seul produire la fermentation et par conséquent dégager de l'alcool; on a déja eu occasion d'observer que la conversion de la matière sucrée en acide carbonique et en alcool, constitue une des apparences principales du procédé de la fermentation. L'alcool, tel qu'on l'obtient des différentes substances, n'a pas seulement reçu des noms divers, mais il se distingue aussi par des parfums particuliers. La qualité enivrante est la même dans toutes les espèces; celle-ci dépend de l'alcool pur, tandis que le parfum paraît être dû à une huile essentielle; tout le monde connaît l'eau-de-vie, le rhum et le genièvre. Dans la préparation des esprits extraits de graines farineuses, on emploie d'ordinaire dans ce pays, l'orge en drèche; car, excepté que le moût n'est point porté à l'ébullition, il est soumis aux mêmes procédés que dans la fabrication de la bierre; dans la vue d'abréger le travail, on a pratiqué des méthodes pour réduire la fermentation et la fabrication de la bière à une seule opération, par laquelle, la qualité de l'esprit n'est pas seulement améliorée, mais aussi augmentée. Suivant ce principe, on recommande les proportions suivantes pour la fermentation de la drèche destinée à la distillation. Dix livres de drèche réduite en farine et trois livres de farine de grain ordinaire, auxquelles on ajoute seize pintes d'eau. On fait bien le mélange et on ajoute encore 40 pintes d'eau à la

température de 100° centigr. que l'on remue parfaitement. Après un repos de 2 heures, on agite de nouveau toute la masse, et au refroidissement, on y introduit deux onces de levure solide; on couvre légèrement et on place le tout dans un endroit échauffé, pour y fermenter. C'est ainsi que les Hollandais préparent leurs espris de grains. Mais dans ce pays-ci, on pratique séparément les différentes opérations de la distillation.

Des mélanges. — Lorsqu'on emploie de la drèche, il faut moins de travail et de tems pour brasser; on obtient un esprit plus parfumé que lorsque la proposition de grain cru est considérable; mais comme il arrive que les droits sur la drèche forcent le fabricant à employer une grande quantité de grain cru, dans ce cas, on réduit l'orge en farine et on concasse la drèche en la passant dans des rouleaux; comme l'eau adhère fortement à la farine d'orge, on ajoute ordinairement une quantité d'écailles ou glumes d'avoine, pour produire une séparation plus facile. L'eau employée est d'une température de 65.56 centigr. et la proportion de celle-ci ainsi que du grain, varie dans les différentes distilleries. On introduit alors la farine et la drèche concassée dans de l'eau; on fait le mélange avec des instrumens de bois, pour en mouiller toutes les parties. Pendant le procédé du mélange, on ajoute par intervalles de l'eau, d'une température plus élevée, pour maintenir la chaleur : on laisse ensuite en repos pendant 2 heures, pour que le grain puisse se précipiter. On soutire le moût et on ajoute une autre portion d'eau à la masse, d'une température de 87.78 centigr. on fait le mélange pendant une demi-heure; après une infusion d'une heure et demie, on soutire la nouvelle eau et on ajoute une nouvelle portion d'eau bouillante que l'on traite de même. On conserve cette 3[e] infusion pour l'opération suivante, ou bien on l'amène au degré des deux premières par la concentration, pour faire un mélange du tout. Dans quelques cas on obtient une 4[e] infusion, mais celle-ci n'est en général que composée d'eau pure lorsqu'on la soutire.

Refroidissement. — Il n'est pas seulement essentiel pour le manufacturier, que le moût soit rapidement refroidi afin d'épargner le tems, mais aussi pour éviter qu'il ne tourne à l'acide ; à cet effet on introduit les lavages dans des vaisseaux de bois peu profonds et placés de manière à ce que l'air extérieur puisse être fréquemment admis ; on multiplie aussi les points de contact par une agitation répétée. Quelques fabricans emploient un moyen semblable à celui décrit au chapitre *bière*. Le moût est passé dans des tuyaux plongés dans de l'eau. La température à laquelle le moût est refroidi varie suivant la saison. En hiver, il est réduit d'abord à 21.11 centigr ; plusieurs le réduisent cependant de 5 à 10 degrés plus bas.

Fermentation. — Le produit des esprits dépend beaucoup du succès de la fermentation. Elle se produit en général comme il a été dit au chapitre précédent. La meilleure espèce de levure est celle que l'on obtient du *Porter* en fermentation, dont la plus fraîche est à préférer, car on l'emploie en moindre quantité. On l'ajoute par portions au moût, à des intervalles de 2, 3 ou 4 jours comme on le juge nécessaire, pour accélérer la fermentation. Celle-ci se continue pendant 12 jours ; durant les 5 premiers, on laisse les vaisseaux à découvert ou légèrement fermés, après quoi on les couvre parfaitement, pour empêcher le dégagement de l'acide carbonique, que l'on croit être la cause de la perte d'une certaine quantité d'alcool ; d'ailleurs, on s'est convaincu que l'acide carbonique retenu accélère la fermentation. Pendant ce procédé le moût s'élève en température de 11°.11 à 13.89 degrés centigrades ; la plus élevée s'effectue vers le 4^e^ ou 5^e^ jour. La pesanteur spécifique diminue en raison de la décomposition du sucre et de sa conversion en acide carbonique et en alcool.

Distillation. — L'appareil employé varie suivant la nature et l'étendue du procédé. Lorsqu'on fabrique en grand, on introduit le lavage ou liqueur fermentée dans un grand vaisseau de cuivre auquel on applique la chaleur ; pendant l'é-

bullition, les parties volatiles du liquide s'élèvent en vapeurs et sont conduites par un tube qui communique à la tête de l'alambic, lequel se termine en un serpentin plongé dans l'eau contenue dans l'instrument. Lorsqu'on veut économiser le tems, la forme de cet appareil devient un objet de grande importance. La forme de l'alambic doit être telle, qu'elle puisse présenter une très-grande étendue de surface au feu; c'est dans cette vue, que l'on a trouvé que la forme d'un cône, dont la base a les dimensions voulues et dont la hauteur est très-petite, réussit la mieux. La hauteur du col doit être réglée par la nature du liquide à distiller, mais elle doit toujours être telle, que l'ébullition ne distille aucune partie liquide, et son diamètre tel, qu'il puisse conduire les vapeurs au serpentin au fur et à mesure qu'elles se forment. La capacité du serpentin requiert aussi de l'attention, et on croit qu'il est assez considérable lorsqu'il excède l'alambic de six à 8 fois en capacité. On tient le seau du serpentin constamment rempli d'eau, que l'on change occasionnellement pendant l'*opération*. De la nature de ce procédé, il est évident de conclure, qu'il doit exister une certaine proportion entre les moyens de produire l'évaporation et d'effectuer la condensation des vapeurs. Avec une grande cucurbite et un serpentin dont les proportions sont trop petites, il passe une portion de vapeurs non changées, ce qui produit une certaine perte de matériaux; au contraire, lorsque le serpentin est trop grand en proportion de la cucurbite, la dépense de l'appareil en est augmentée sans nécessité. On a supposé que la capacité du tube ne doit pas être moindre d'un cinquième de la capacité de la cucurbite, et que le diamètre de ses extrémités doit être de trois à un. Quelle que soit d'ailleurs la grandeur relative des différentes parties de l'appareil, il n'en est pas moins évident que la quantité de vapeurs qui s'élève dans un tems donné, produira des variations dans la proportion des moyens de condensation et d'évaporation. Ces principes ont été prouvés par les perfectionnemens introduits dernièrement dans les distilleries de l'Écosse, où les taxes énormes mises sur ces produits ont

contribué à faire opérer 22 distillations en une heure de tems, à l'instrument qui en 1786 n'en faisait que 5 ou 6 tous les 24 heures. La taxe levée en 1786 était de 30 schillings (36 fr.) sur 8 pintes d'Angleterre, tandis qu'en 1787, elle fut de 1296 fr. pour la même quantité (54 liv. ster.).

La quantité d'esprit de vin pur que l'on obtient de la première distillation, dépend du degré de fermentation que le lavage a subi; mais ce premier produit est toujours mêlé à une grande portion d'eau, qui s'élève quelquefois aux quatre cinquièmes. On soumet ce produit à une seconde distillation; la première partie qui passe est un fluide laiteux d'un goût désagréable, que l'on sépare et qu'on remet dans l'alambic; on emploie moins de chaleur dans ce second procédé et la quantité que l'on distille monte au tiers de la totalité. La purification des esprits, que l'on appelle *rectification*, se conduit de même dans un appareil semblable, mais avec plus d'attention lors de l'application de la chaleur. Dans ce procédé, on est assez d'usage d'ajouter des substances qui déguisent l'odeur nauséabonde des esprits qu'on obtient des substances farineuses. L'apparence laiteuse que l'on observe dans les esprits faibles, provient de la combinaison de l'eau avec une portion de l'alcool, qui tenait de l'huile essentielle en suspension; son insolubilitité dans l'eau la fait flotter dans le liquide. Pour séparer cette huile, on emploie des alkalis qui forment avec elle des savons, ou bien on ajoute des acides, qui les convertissent en substance résineuse d'une nature plus fixe. On a fort heureusement appliqué la vapeur dans quelques distilleries pour communiquer la chaleur nécessaire. Ce moyen offre l'avantage particulier d'éviter *l'empyreume*, ou le goût brûlé des esprits ordinaires. On a aussi suggéré, de plonger le serpentin dans le liquide à distiller, de sorte que la chaleur qui provient de la vapeur condensée se trouvant en communication, le lavage ainsi élevé en température est en quelque sorte propre à être introduit dans l'alambic sans aucune dépense additionnelle de feu. Par l'usage d'un appareil ainsi construit, on a observé que l'on obtient une plus grande

proportion de *rum* dans un tems donné. C'est dans le même dessein que l'on a annoncé un autre perfectionnement de l'appareil, qui consiste à conduire les fumées et l'air échauffés, par des tuyaux plongés dans la liqueur fermentée. Dans la distillation du vin, l'appareil est construit sur les principes de celui de Wolf; il consiste en un chaudron fixé dans un four, plus une série de vases circulaires communiquant l'un à l'autre au moyen de tuyaux et se terminant en serpentin; on met le vin à distiller dans le chaudron et une certaine quantité dans chaque vase; le col communique au premier tube qui plonge de 10 à 12 pouces dans le liquide du premier vase; la partie supérieure et vide de ce vase reçoit le second tube, qui plonge de même dans le deuxième vase, et ainsi de suite jusqu'au dernier, dont le tube communique au serpentin. Lorsqu'on chauffe le vin, la vapeur passe dans le liquide du premier vase et lui communique en peu de tems un degré suffisant de chaleur pour en séparer l'esprit de vin, qui se conduit dans le second vase et effectue ainsi l'évaporation de l'alcool qu'il contient. De cette manière, il se produit dans le serpentin une condensation d'une grande quantité de vapeurs. En conduisant de la vapeur d'eau du chaudron aux vases intermédiaires, on obtient un esprit plus doux et plus agréable. Les avantages de ce mode de distillation, sont, une épargne de beaucoup de feu et un produit plus considérable d'esprit, sur une quantité donnée de vin.

CHAPITRE IX.

DE L'ART DE LA PANIFICATION.

Cet art n'est autre chose que la réduction de la farine ou fleur des semences farineuses, en pain. On a bien employé d'autres substances pour obtenir le même aliment, mais l'u-

sage du grain, ou des semences des céréales, est le plus considérable parmi les nations civilisées. C'est en vain que l'on voudrait chercher des traces sur l'origine de l'art de faire le pain, parmi les nations de l'antiquité. Les Grecs, portés par un sentiment de gratitude pour leurs bontés infinies, en attribuaient la connaissance ou la communication aux dieux mêmes. Mais cet art, comme tous les autres, eut son origine sans doute grossière. Les découvertes qui mènent à la perfection, sont lentes et successives; elles sont souvent l'effet du hasard, et quelquefois celui d'un travail assidu. Les juifs du tems de Moïse connaissaient le pain levé. Cet art paraît également avoir été pratiqué de bonne heure parmi les nations orientales ; dans l'Égypte, la Chaldée, et la Grèce, contrées si favorables à la production des matériaux, il fut porté au dernier degré de perfection. Les Romains, qui durent aux Grecs beaucoup de découvertes dans les arts et les sciences, leur prirent aussi la mode de faire le pain; lorsque les armées romaines retournèrent de la Macédoine, à-peu-près 200 ans avant l'ère chrétienne, elles étaient accompagnées d'une colonie de boulangers Grecs, qui s'établirent en Italie; le plus grand nombre des 300 boulangeries qui existaient à Rome du tems d'Auguste, étaient sous la direction des Grecs : les lois qui furent faites pour cette classe de commerçans, ainsi que les priviléges dont ils jouissaient, prouvent assez de quelle importance leurs services étaient à la communauté. Parmi les Romains on connaissait plusieurs espèces de pain. La plus belle espèce était faite avec la meilleure farine que l'on obtenait d'une espèce de blé que produit la campagne de Rome : la seconde espèce contenait une portion de son; toute la substance du blé entrait dans la troisième espèce, et la quatrième nommée pain de *son*, était du pain très-grossier presque entièrement composé de son. Outre ces espèces, on trouve dans l'histoire romaine, des notices de différentes variétés de pain, comme le pain militaire, le pain des citoyens que l'on distribuait au peuple dans les dernières années de l'Empire, le pain de mer qui ressemblait assez au

biscuit des modernes, le pain aigre, et le pain sans levain. Il paraît que l'on faisait usage de 4 espèces de pain dans les maisons religieuses; le numéro premier était celui des supérieurs, le deuxième celui des moines, celui des enfans venait après et puis celui des domestiques; il paraît qu'une pareille distribution se faisait dans les maisons des nobles. Le pain français a été long-tems renommé pour son excellence et sa variété; mais pour le pain que l'on fait de farine, on n'en connaît que trois espèces. Le pain blanc fait de farine la plus fine; le pain ordinaire fait de toute la farine mêlée et le pain de ménage fait de la plus grosse farine.

Ingrédiens. — On emploie toutes les espèces de graines farineuses pour faire le pain; mais celui de bonne qualité ne peut être obtenu que du blé. Les parties constituantes de 16 onces de pain, suivant M. Edlin, qui a écrit un traité sur l'art de faire le pain, sont, 3 onces de son, 10 onces d'amidon, six huitièmes de gluten et deux huitièmes de sucre. Cette analyse montre que l'amidon est en plus grande *proportion*, et quoique le sucre soit la plus petite, c'est cependant sur cette substance que dépend la fermentation particulière, nécessaire au pain, à laquelle contribue néanmoins aussi la faible portion de gluten. Pour préparer le pain de farine de blé, on en forme une pâte avec de l'eau, dont les proportions varient suivant l'âge et la qualité de la farine. Pour provoquer la fermentation, on ajoute une portion de levain à la masse, ou de levure obtenue de la bière fermentée. Le levain est préparé en peu d'heures, en mêlant cinq livres de farine à huit pintes d'eau, dont on forme une pâte; après 7 heures, on ajoute une pinte de levure, et le mélange étant gardé dans un endroit chaud pendant 6 à 8 heures, passe par le procédé de la fermentation et se trouve propre à l'usage. La quantité ainsi préparée est suffisante pour 50 à 60 pains de 4 livres. Il est urgent de faire la plus grande attention pour déterminer la quantité exacte de levain nécessaire à la fermentation de la pâte, car, lorsque la quantité est trop petite, le procédé est interrompu, ce qui rend le pain solide et lourd; lorsqu'il y a trop de

levain employé, le pain en devient aigre et d'un goût désagréable.

Fermentation. — Lorsque la fermentation marche convenablement, la masse se gonfle et augmente de volume; ce changement est dû à la formation de l'acide carbonique dont le dégagement est empêché par la partie glutineuse de la farine. On a appelé cette opération la *fermentation de panification.* Il est probable qu'elle ne diffère de la fermentation vineuse ou acide, que dans la consistance des ingrédiens; car le premier changement qui se produit, est la fermentation vineuse, provenant de la décomposition de la matière sucrée, et lorsqu'on la laisse se développer, elle est succédée de suite par la fermentation acide, tandis que d'autres ingrédiens de la farine sont également décomposés. Lorsque la pâte est assez fermentée, on la divise en masses séparées d'un poids connu, pour en former les pains, que l'on introduit ensuite dans des fours préalablement chauffés. Pour déterminer le degré de chaleur nécessaire, on étend une petite quantité de farine sur le fond, et si elle noircit sans prendre feu, on juge que la température est convenable; elle correspond au 231°.11 centigrade. Une théorie différente a été proposée par Du Portal, chimiste français, pour la fermentation du pain. Suivant ses idées, la matière sucrée s'étant convertie par la fermentation, en acide carbonique et en alcool, change cet alcool en acide acétique; le gluten et l'albumine sont partiellement décomposés, pour produire une autre quantité d'acide acétique, de l'ammoniaque et une autre partie d'acide carbonique; l'amidon se combinant avec le gluten non décomposé, forme un composé dont le changement ultérieur est empêché par l'action du feu, qui occasionne une combinaison plus intime de ces parties constituantes.

Pain d'Angleterre. — Il a déja été dit qu'il y avait trois espèces de pain, marqués des initiales W, SW et H, suivant le texte de la loi. Ces trois sortes de pain sont d'un quart de boisseau, d'un huitième ou d'un seixième. La loi ordonne

aussi que le poids du pain doit être déterminé dans les 48 heures.

		Avant la cuisson.		Après la cuisson.	
Le pain de 1/4 de boisseau pèse		19 liv.	12 onces.	17 liv.	6 onces
Id.	1/8 Id.	9	14	8	11
Id.	1/16 Id.	4	15	4	5 2/3

Un détail abrégé des procédés suivis par les boulangers de Londres donnera peut-être une meilleure idée sur le mode de faire le pain. Lorsqu'on veut convertir un sac de farine de 280 livres, en pain, on commence par la passer au tamis de fil d'archal, dans la huche à pétrir. L'objet de cette opération n'est pas seulement pour en séparer les impuretés, mais pour qu'elle soit légèrement posée en masse : on dissout ensuite quatre livres et demie de sel dans un sceau d'eau chaude, à laquelle on ajoute une once d'alun dissous séparément dans une quantité d'eau nécessaire; on dit que dans quelques cas, lorsque la farine est d'une qualité *inférieure*, les sels employés sont deux livres et un quart de sel ordinaire et de la même quantité d'alun. A ce mélange, amené à la température de 26.67 à 32.22 centigrade, on ajoute trois pintes de levure. Le tout étant mélangé et passé dans un tamis, on le verse dans une cavité faite dans la farine contenue dans la huche, que l'on pétrit en une masse. On étend ensuite un peu de farine sur la surface de cette masse, on la recouvre de linges pour maintenir la chaleur, et, en 3 heures de tems, elle augmente de volume par l'action de la fermentation. On ajoute un autre sceau d'eau chaude, on fait de nouveau le mélange et on recouvre encore pendant 4 ou 5 heures; alors on pétrit la masse pendant plus d'une demi-heure avec l'addition de trois autres sceaux d'eau chaude. On la divise alors en portions, que l'on remet dans la huche et qu'on recouvre de même d'un peu de farine; au bout de 4 heures, on pétrit de nouveau pendant une demi-heure. On fait alors la division convenable pour constituer la forme des

pains, que l'on introduit dans le four et que l'on cuit pendant à-peu-près deux heures et demie. Les proportions de farine et d'eau employées varient suivant la qualité de la farine. Dans quelques cas, elle se combine avec les 3/4 de son poids d'eau; mais dans d'autres, elle est de demi-partie. Comme la meilleure farine absorbe la plus grande quantité d'eau, on obtient ainsi, par une expérience bien simple, le moyen d'en déterminer la qualité. Le pain fait de la meilleure espèce, retient à-peu-près la moitié de son poids d'eau dans la farine; mais il est évident que le travail, la température du four et d'autres circonstances doivent y produire des variations, tout aussi bien que la qualité de la farine.

L'addition du sel, rend la pâte susceptible de se combiner avec une plus grande quantité d'eau; il en augmente le volume, et tout en corrigeant quelques mauvaises qualités de la farine il rend le pain susceptible de se garder. L'usage de la levure, au lieu de celui du levain ordinaire, est considéré comme un perfectionnement essentiel dans l'art de faire le pain; car la pâte ainsi fermentée, lève plutôt et mieux; elle produit un pain plus léger et moins sujet à tourner à l'acide.

On s'est long-tems occupé de l'usage de l'alun; on pense que ce sel rend le pain plus blanc et de meilleure apparence; la quantité qui en est employée par les boulangers de Londres, est considérable. Il n'est pas probable que l'alun se décompose, pendant la fermentation ni pendant l'action du four, de sorte que, sans beaucoup de peines, on peut l'extraire du pain. Le pain de ménage est ordinairement fait de 4 de farine, 3 d'eau, et des proportions de sel et de levure nécessaires; on pétrit bien le tout, et quand la masse est suffisamment levée, on en forme des pains que l'on introduit dans le four comme à l'ordinaire; cette farine est toujours de deuxième qualité. On s'est occupé souvent à substituer la farine de riz, de seigle ou de pommes de terre à celle de blé. L'usage du seigle est très-commun dans les contrées septentrionales de l'Europe, particulièrement en Ecosse et en Irlande. Ce pain est brun, et d'un goût plus douceâtre que le pain de blé. La quantité

de matière sucrée qui existe dans le seigle, suffit à sa fermentation ; mais la proportion de gluten en est petite, ce qui rend le pain toujours compacte et pesant. Avec la précaution d'ajouter une portion de farine de blé, on peut en faire un pain léger, d'un bon goût et nourrissant. On a proposé différentes méthodes pour faire du pain de farine de riz. On fait le mélange d'une quantité de farine de riz, avec une portion d'eau, dans laquelle on a fait bouillir du riz en grain jusqu'à ce qu'elle devienne visqueuse ; on pétrit bien avec l'addition de la proportion convenable de sel et de levure, et on recouvre la pâte pour la laisser lever. La fermentation lui fait prendre la forme liquide, ce qui la rend incapable d'être travaillée à la main; mais alors, on l'introduit dans une boîte d'étain, recouverte d'un papier, avec un peu d'eau, et on introduit la boîte dans le four. Avec un peu d'adresse, la pâte retient la forme de la boîte, et produit un pain d'une excellente qualité, par l'action immédiate de la chaleur. En Amérique, on fait ce pain avec l'addition d'une petite proportion de farine de blé de Turquie, ou de patates bouillies. On obtient également un bon pain, par des proportions convenables de farine et de pommes de terre. Comme le pain de pommes de terre seules est sujet à s'émier, on le fait avec une décoction de son, pour le rendre adhérent. On pourrait employer une solution de miel au même usage. Un mélange de la poulpe de pommes de terre avec de la fleur de farine, ou bien de la farine de pommes de terre, produit un pain agréable, lorsqu'on y ajoute les proportions nécessaires de sel et de levure, et que la fermentation a été bien conduite.

On a trouvé que parties égales de farine de blé et de farine de pommes de terre étaient les proportions les plus heureuses. *Parmentier* qui fit de nombreuses expériences sur ce sujet, obtint un pain, qui approchait de celui de farine de blé, d'un mélange de 4 onces d'amidon de pommes de terre, un huitième de mucilage d'orge, un huitième de son de seigle et trois seizièmes de matière glutineuse séchée et réduite en poudre. Une autre méthode pour faire ce pain consiste à

faire bouillir une quantité de pommes de terre que l'on introduit dans la huche; on couvre la masse avec de l'eau bouillante et on la rend uniforme comme de la soupe; ce mélange étant pétri avec la moitié, le tiers ou le quart, de farine d'orge, et traité comme d'habitude, produit un pain dont le goût est agréable (1).

CHAPITRE X.

DE L'ART DU DOREUR.

Pour préserver les surfaces de différentes sortes d'ouvrages de l'action de l'air, ou de celle des agens chimiques, et quelquefois pour servir d'ornement, on fixe une couverture légère d'or sur le bois, les métaux, ou d'autres substances. Ce métal n'est pas seulement le plus précieux sous les rapports de sa belle couleur et de sa nature durable, mais aussi, de sa propriété d'être battu en feuilles très-minces, au moyen de la chaleur : car un poids donné d'or peut couvrir une étendue de surface beaucoup plus considérable que le poids égal de tout autre métal. On l'emploie soit à l'état de feuille, soit en amalgame avec le mercure, ou bien encore sous la forme de poudre d'or.

Feuilles d'or. — On choisit l'or le plus pur, pour le battre

(1) Pendant un séjour de six ans en Angleterre, comme prisonnier de guerre, je me suis convaincu que ce pain est non-seulement dégoûtant, mais encore malsain. Les Anglais, qui vantent si haut leur humanité, nourrissaient de 100 à 110 mille prisonniers avec une espèce de pain qui ne pouvait se manger que frais; et alors, en le projetant contre les planches des baraques, il y restait ordinairement collé. En moins de vingt-quatre heures, il tombait en petites masses sèches, que l'eau bouillante détrempait à la manière de la terre glaise. (*Note du Traducteur.*)

31.

en feuilles. On le fait fondre avec du borax dans un creuset de plombagine, et on le verse dans un moule de fer graissé et chauffé, pour en former des lames de 6 à 8 pouces de long sur trois quarts de pouce de large. On chauffe une lame au rouge, pour en brûler la graisse; on l'étend sur l'enclume et on la passe ensuite dans une laminoire, qui la convertit en ruban aussi mince que le papier. On divise ce ruban en 150 parties égales que l'on forge sur une enclume pour en former des pièces d'un pouce carré. Ces pièces étant bien apprêtées, pèsent 6 grains quatre dixièmes. On les place entre des morceaux de papier vélin, et on les travaille jusqu'à ce qu'elles soient à-peu-près de la grandeur des feuilles de vélin. On divise ensuite chacune d'elles en quatre parties et les 600 pièces ainsi formées, sont interposées dans des pièces de baudruche de même grandeur que celle de vélin. On continue le battage jusqu'à ce que l'or ait acquis l'étendue de la membrane. Chaque feuille étant sous-divisée en quatre, on arrange les 2400 feuilles ainsi obtenues en trois paquets, avec des membranes interposées, et on les bat de nouveau jusqu'à ce qu'elles aient acquis la première dimension. On les met ensuite en livrets de 25 feuilles chaque. Cette opération montre combien la malléabilité est remarquable dans l'or, puisque chaque grain fournit trente pouces carrés plus six dixièmes de pouces, (Poids anglais qui répond à 1974.42 millim. carrés, à-peu-près).

Amalgame. — Pour la préparation de cet amalgame, on fait chauffer une portion de mercure dans un creuset; lorsque ce métal est près de bouillir, on y introduit un sixième de son poids d'or pur en lames minces et chauffées au rouge. On maintient la chaleur, et en peu de minutes, le mélange prend une consistance uniforme; on l'ôte du feu et on le met à froid dans une pièce de cuir doux, pour le soumettre à la pression, la partie fluide du mercure passe par les pores du cuir, qui retient une masse jaune argentine de la consistance du beurre, contenant une partie d'or et deux de mercure en proportions. Ce mélange est alors trituré dans un mortier

et secoué dans une forte fiole avec des portions de sel et d'eau, jusqu'à ce que celle-ci passe pure; il est alors propre à l'usage et peut se garder indéfiniment dans une bouteille bouchée. Il est très-important que les matériaux de cet amalgame soient dans un état de pureté parfaite, pour que l'éclat de l'or ne soit pas diminué. Il serait nécessaire aussi que le mercure fut préparé en distillant le précipité rouge.

Poudre d'or. — On a proposé différentes méthodes pour préparer cette poudre. On l'obtient très-belle en précipitant la solution nitro-muriatique d'or par le cuivre. On fait digérer le précipité dans du vinaigre distillé, on lave et on sèche. On peut encore préparer cette poudre, en triturant dans un mortier de verre, une partie de feuille d'or avec un peu de miel ou d'eau de gomme, jusqu'à ce que le métal soit très-divisé; on lave ensuite à l'eau bouillante. Mais la plus belle poudre se prépare en chauffant graduellement un amalgame d'or dans un vase de terre ouvert, jusqu'à ce que tout le mercure soit dégagé. On triture l'or restant avec un peu d'eau et on le sèche.

On produit l'application de l'or sur la surface de différentes substances au moyen d'une matière adhérente, ou bien, en raison de l'affinité qui existe entre l'or et la substance sur laquelle on l'applique. Lorsqu'on dore des métaux, du verre, ou de la porcelaine, on aide le procédé en les exposant à une chaleur modérée. Mais pour dorer le bois, le papier ou le cuir, le procédé se fait par l'intermède d'autres substances.

Dorure sur bois. — On emploie deux méthodes pour dorer le bois; la première qui se fait à l'huile et la seconde au brunissoir. Dans la première méthode, on couvre le bois de deux ou trois couches d'huile de lin bouillie et de blanc de plomb; lorsqu'elles sont parfaitement sèches, on y superpose une légère couche d'un composé appelé *assiette,* que l'on prépare en triturant ensemble de l'ocre rouge qui a été fortement calciné et de la vieille huile siccative très-épaisse. Avant l'emploi, on y ajoute une petite quantité d'huile de térébentine. En douze heures

cette couche se trouve ordinairement sèche et alors on y applique la feuille d'or que l'on imprime avec une boule de coton; en deux ou trois jours, l'opération est achevée. En préparant la surface à dorer par le second moyen, on la couvre d'abord d'une forte couche d'ocre comme ci-dessus, et lorsque celle-ci est sèche, on met huit ou dix couches de la même préparation, mais à laquelle on a ajouté du plâtre de Paris ou de la chaux lavée, très-fine. Après la dessiccation on y met une couche d'un mélange d'ocre et d'une petite quantité d'ocre jaune. Pendant que cette dernière couche est encore humide, on applique la feuille d'or comme à l'ordinaire, et on brosse les parties que l'on veut faire briller, avant que le tout ne soit sec, car l'or se trouve toujours mat, après l'apposition. Cette manière de dorer est exécutée dans le confectionnement des cadres et n'est point susceptible d'être exposée aux influences du tems. On peut nettoyer la dorure à l'huile au moyen d'une brosse et d'un *peu d'eau* chaude, mais la deuxième espèce doit être nettoyée avec de l'esprit de vin ou avec de l'huile de térébentine.

Dorure sur métaux. — La méthode la plus simple pour dorer les métaux consiste à couvrir la surface d'une double couche de feuilles d'or, après l'avoir préalablement polie et élevée à la température du plomb fondu. On y applique d'abord légèrement le brunissoir, et la pression en étant graduellement augmentée, les deux surfaces sont amenées en contact et adhèrent fortement. On peut appliquer ainsi différentes autres couches, que l'on traite de la même manière, lorsque l'on requiert une dorure très-solide.

Dorure à l'eau. — La méthode la plus commune de dorer sur métaux, se fait au moyen d'un amalgame. Pour dorer de l'argent de cette manière, on en nettoie parfaitement la surface en la tenant quelque tems dans l'acide hydrochlorique étendu et chaud; on lave ensuite avec de l'eau, et lorsque la surface est sèche et légérement chauffée, on étend l'amalgame qui y adhère immédiatement. La surface ainsi recouverte s'expose à un feu clair de charbon, pour en dégager

le mercure; par le refroidissement, on trouve le métal garni d'une légère couche d'or. On le frotte avec une brosse métallique; on en rehausse la couleur en chauffant la surface et en y appliquant un mélange de cire blanche, d'ocre rouge, et de vert-de-gris, plus une petite quantité d'alun. La cire se brûle au feu de charbon et la surface rouge étant étouffée dans de l'urine, on lui donne le dernier brillant au brunissoir.

Lorsqu'on dore des métaux qui ont moins d'affinité pour l'or, on adopte une autre méthode qui est celle dont les boutons de cuivre doré produisent un exemple. On en nettoie la surface au brunissoir, et on la plonge dans une solution neutre de mercure, qui y forme une couverture de ce métal en quelques secondes; on applique ensuite l'amalgame d'or et on finit le procédé comme ci-dessus. Par cette méthode, cinq grains d'or suffisent pour dorer les deux surfaces de douze douzaines de boutons de cuivre d'un pouce de diamètre (1).

---

(1) L'auteur n'indiquant pas la méthode à suivre pour argenter les divisions portées sur divers instrumens de physique, tels que planches de thermomètres, de baromètres et de cadrans de cuivre, je pense qu'il n'est pas inutile de faire connaître un procédé qui m'a parfaitement réussi.

On fait un mélange de 3 parties de chlorure d'argent (muriate) bien lavé, de 2 de tartrate de potasse et de 2 de sel marin très-blanc et parfaitement pulvérisé. On fait une poudre impalpable de ces trois substances, on y ajoute quelques atomes de sulfate de fer, et on humecte au fur et à mesure du besoin. On frotte les surfaces par parties et épicycloidement, pour éviter les rayures; on lave les pièces dans une eau très-pure; on les frotte encore avec un chiffon de laine, et on les finit en y passant ensuite une couche de vernis incolore, pour les garantir de l'action des agens extérieurs. (*Note du Traducteur.*)

CHAPITRE XI.

DE L'ART DE POSER LE VERNIS.

Cet art consiste dans l'application de certaines substances liquides, sur des surfaces solides auxquelles elles adhèrent fortement lorsque l'humidité est dissipée, et sur lesquelles elles forment une légère couverture qui les protège de l'action de l'air et de l'humidité. On emploie aussi les vernis pour ornement, de sorte que l'objet de cet art est analogue à celui du doreur. Les substances employées sont les résines, les gommes, et les gommes résines. Comme elles sont solubles dans différens liquides, le nom du vernis vient alors de son solvant, qui est l'alcool ou une huile, soit volatile, soit fixe. Des exemples de ces différens vernis en démontreront assez les principes et la pratique de l'art. Mais il peut être nécessaire de faire mention des matières solides que l'on emploie ordinairement pour cet objet. Parmi ces substances, les plus communes sont la laque, le mastic, le copal, la térébenthine l'ambre, l'asphalte, et le caoutchouc; l'anime, l'elemi, la sandaraque, le gamboge et le sang dragon, sont communément employés pour augmenter la qualité des vernis composés.

Vernis à l'esprit de vin. — Ce vernis possède l'avantage d'une préparation et d'une application faciles; de sécher rapidement et d'être dépourvu de toute odeur désagréable : mais il est sujet à se gercer, à s'écailler et à être altéré par la friction. Dans la préparation de ce vernis, on doit ajouter la résine en petites portions à l'alcool, et ne jamais faire de nouvelle addition, que la dissolution préalable ne soit complète. On doit se rappeler aussi que différentes résines s'assistent mutuellement dans leurs solutions, car il s'en dissout une plus grande proportion lorsqu'elles sont mêlées dans la même quantité d'alcool que lorsqu'on les fait dissoudre sé-

parément. L'alcool employé doit être parfaitement pur, et souvent de la plus grande force, comme dans la solution du copal. Il est également important que la plus grande surface de résine possible soit exposée à l'action de l'alcool; pour cet effet, on trouve quelquefois nécessaire d'y mêler une quantité de verre grossièrement pilé, pour empêcher l'adhérence en masse par l'application de la chaleur.

Vernis de mastic. — Dans la préparation de ce vernis, on recommande les proportions suivantes. A six onces de mastic pur et fondu, que l'on a réduit en poudre fine dans un mortier de verre, on ajoute quatre onces de verre grossièrement pilé, et on met le tout dans un matras contenant deux pintes d'alcool: on bouche légèrement et on remue occasionnellement pendant trois jours, qu'on laisse le tout digérer dans un endroit chaud. On fait fondre ensuite dans une coupe placée dans de l'eau à 90° centigr., trois onces de térébenthine pure de Venise, que l'on verse dans la solution alcoolique échauffée. On fait digérer le tout dans de l'eau à 90° pendant deux heures et on remue souvent avec une tige de verre. Après une semaine de repos dans un endroit échauffé, on passe le liquide dans un filtre de coton, et on le conserve dans des bouteilles pour l'usage.

Vernis de copal. — On peut préparer un bon vernis applicable sur différentes substances, en pulvérisant trois onces de copal, que l'on a préalablement fait fondre à la chaleur; trois onces de mastic, six onces de sandaraque et deux onces de verre pulvérisé. On introduit ces substances dans deux pintes d'alcool, et on fait digérer le tout comme dans la préparation du vernis au mastic; on ajoute à la fin deux onces et demie d'essence de térébenthine.

Vernis à l'huile essentielle. — En raison du prix élevé des huiles essentielles, on emploie ordinairement de l'huile de térébenthine dans la préparation de ce vernis. Ces sortes de vernis ont plus de dureté et sont moins sujets à se gercer, que ceux que l'on prépare à l'alcool. Le vernis suivant s'emploie dans les peintures à l'huile.

On fait fondre 12 onces de mastic pur, que l'on mêle avec cinq onces de verre pulvérisé et qu'on introduit dans un vase contenant deux pintes d'essence de térébenthine. Pour en accélérer la dissolution, on ajoute une demi-once de camphre en petits fragmens, et à intervalles. Lorsque la solution du mastic est complète, on ajoute une once et demie de térébenthine au liquide, à chaud, et on fait le mélange jusqu'à ce que les substances soient bien incorporées. Le vernis au copal que l'on applique fort heureusement sur le bois et le carton, se prépare de la manière suivante : on introduit vingt onces d'huile de térébenthine dans un matras, que l'on fait plonger dans l'eau bouillante; on ajoute par petites portions, au fur et à mesure que la solution se fait, du copal pulvérisé, mais que l'on a préalablement fait fondre à une légère chaleur. Le liquide, d'abord trouble, devient transparent en peu de jours, et on le passe alors dans un filtre de coton. En employant ce vernis qui est très-épais, il est nécessaire d'y ajouter un peu d'huile de térébenthine à chaud.

Vernis gras. — Ce vernis a plus de ténacité que celui à l'essence de térébenthine, et lorsqu'il est exposé à la chaleur, il acquiert un degré de dureté considérable; mais il est ordinairement long à sécher, et très-coloré. On prépare en général les vernis gras de la manière suivante; on mêle quatre onces de copal liquéfié et réduit en poudre, avec dix onces d'huile siccative de lin, et pareille quantité d'huile de térébenthine; on met le tout dans un matras et on applique une douce chaleur jusqu'à ce que le copal soit dissous; après quelques jours de repos, on passe la solution dans un filtre de coton. Ce vernis est à-peu-près incolore, et sèche à la température ordinaire. On prépare un autre vernis, qui est plus coloré, mais qui devient dur et qui possède de bonnes qualités lorsqu'on le fait sécher avec soin, en faisant fondre, dans un pot de fer et à une chaleur modérée, 16 onces de copal choisi, auquel on ajoute trois onces d'huile siccative de lin, lors de la liquéfaction. Cette addition doit se faire lorsque la solution est bouillante, et doit être parfaitement agitée :

on l'ôte du feu et on y ajoute à chaud, une pinte d'huile de térébenthine. On passe le tout dans un linge et on le conserve dans des bouteilles. Ce vernis gagne beaucoup avec le tems.

On applique un vernis sur des métaux, non seulement pour les préserver de l'action de l'air, mais pour contribuer à en augmenter la couleur. Le cuivre et l'étain sont les métaux sur lesquels on applique le plus communément ce vernis, et la surface du premier en devient quelquefois assez brillante, pour ressembler à l'or. On emploie ordinairement le composé suivant, pour couvrir les métaux; on fait infuser une once de safran des Indes et un seixième d'once de sang dragon, dans une pinte d'alcool rectifié, à une température modérée. On passe le liquide jaune ainsi obtenu dans une toile et on y mêle trois onces de laque en graine. Après plusieurs jours de digestion, pendant lesquels on remue souvent, on décante le liquide clair pour s'en servir. Lorsqu'on applique ce liquide sur le cuivre, on doit d'abord chauffer le métal ainsi que le liquide. Les pièces très-petites se plongent dans le bain, mais on passe sur les plus grandes une brosse qui en est humide. La composition suivante s'applique sur l'étain. On fait infuser, dans une pinte d'alcool, une once de, safran des Indes et un quart d'once de sang dragon; on passe le liquide dans une toile et on y ajoute trois onces de laque en graine. Lorsque la solution est complète, on passe de nouveau le liquide dans un linge et on le conserve pour l'usage.

EXPLICATION DES PLANCHES.

PLANCHE I.

Cette planche montre plusieurs formes que les cristaux affectent : 1° un parallélopipède; 2° tétraèdre; 3° octoèdre; 4° prisme hexaèdre régulier; 5° dodécaèdre à côtés égaux; 6° cube; 7° dodécaèdre à faces triangulaires, composé de deux pyramides hexaèdres unies base à base; 8° cube à angles tronqués; 9° cube à côtés tronqués; 10° cube à *angles et côtés* tronqués; 11° rhomboïde; 12° prisme tétraèdre terminé par des pyramides tétraèdres; 13° prisme hexaèdre, terminé par des pyramides hexaèdres; 14° cube à côtés tronqués; 15° prisme hexaèdre à angles et côtes tronqués; 16 prisme tétraèdre terminé par des sommets dièdres; 17° lame tétraèdre; 18° lame hexaèdre.

PLANCHE II.

La fig. 1 montre un petit appareil très-convenable, pour démontrer l'expansion des métaux, par la chaleur. Il fut inventé par Brisson, horloger d'Édimbourg, et lui sert à régler les changemens produits sur le pendule, par la chaleur et le froid. Il consiste en barres transversales de différens métaux, qui par leur expansion ou leur contraction, se séparent et mettent alors en mouvement une aiguille, qui marque le degré de cette expansion suivant que le mouvement se fait d'un côté ou d'autre. Un fil très-fin est attaché à la barre inférieure, et, après avoir passé autour de l'axe de l'index, tient

un petit contrepoids en suspend. Cet axe étant attaché à la barre supérieure, lorsque la distance entre les deux barres est augmentée ou diminuée, l'index est mis en mouvement.

La fig. 2 est l'appareil ordinaire pour montrer la réflexion du calorique, dont les rayons sont représentés par les lignes pointillées, passant du corps échauffé et placé dans le foyer d'un des miroirs concaves, et qui sont réfléchis de l'autre, vers un thermomètre placé dans le second miroir.

La fig. 3 représente un fourneau portatif, de trois pièces, et construit en mine de plomb. La pièce inférieure est une fraction d'une espèce de pots, employés par les orfèvres; cette fraction est coupée de manière à ne laisser qu'une cavité d'un pouce de profondeur, et unie des deux côtés. La pièce du milieu est une portion plus grande d'un pareil pot, dont la cavité a six pouces de profondeur, et dont le fond est percé de plusieurs trous. Lorsqu'il est nécessaire, on y adapte un couvert de proportions semblables, et ayant une ouverture vers un des côtés, pour le dégagement des fumées : ces deux dernières pièces ont aussi des poignées. On environne le creuset de combustible, et on en augmente la chaleur au moyen d'un fort soufflet à deux courans d'air. Le coak est le meilleur combustible que l'on puisse employer dans cette espèce de fourneau.

La fig. 4 est un gazomètre très-convenable, composé de deux vases, dont l'un est renversé sur l'autre, à frottement, et contenus tous deux dans un grand vase cylindrique. On verse de l'eau dans ce dernier, et on presse la cloche renversée vers le fond; on ferme le robinet supérieur; on ouvre l'inférieur, et on place un vase rempli d'eau sous celui-ci. Le gaz formé dans un vase séparé, se trouve conduit par un tube dans le récipient, dont la partie supérieure s'élève alors. Cette partie se trouve balancée par des contrepoids, et la quantité de gaz contenu est marquée par une échelle qui passe dans la partie supérieure de l'appareil. Lorsqu'on a besoin de transvaser le gaz, on ouvre le robinet supérieur, et on presse la cloche pour en obtenir un dégagement complet; bien en-

tendu qu'il faut alors fermer le robinet inférieur. La fig. 5 représente un autre gazomètre, plus simple dans sa construction. La cloche est renversée dans un vase plus bas et se trouve fixée par des crochets de fil de fer, dont on en voit un dans la figure. Il existe aussi deux poignées de fil de fer fixées au dernier vase et qui s'élèvent presque au sommet du vase extérieur, où elles sont maintenues par deux petites pièces soudées à l'intérieur. Lorsqu'on remplit le vase de gaz, on place l'instrument dans l'eau, et on retire l'air qu'il pourrait contenir, avec la bouche par le tube supérieur; lorsque l'eau y arrive, on ferme le robinet du tube et on remplit alors de gaz, dans la machine pneumatique ordinaire; on replace la cloche dans le vase plus bas, on fixe les deux par les crochets de fil de fer, et on introduit le tout dans le cylindre extérieur; on remplit ce cylindre d'eau et on fait passer une quantité déterminée de gaz, par le tube supérieur, en ouvrant le robinet qui y est adapté : cette quantité se détermine facilement par une échelle graduée, qui se trouve marquée sur la cloche.

Fig. 6. Cet instrument représente une pompe à air, employée par M. Leslie, pour congéler l'eau par l'évaporation. Le vase inférieur est rempli d'acide sulfurique, et le vase supérieur qui est de verre ou de porcelaine, est supporté sur un pied de verre. On place un thermomètre dans l'eau pour montrer la diminution de température pendant l'expérience; le tout est recouvert par la cloche : on fait le vide; la vapeur s'élève rapidement de la surface de l'eau et se trouve absorbée par l'acide. De cette manière, l'eau est amenée au degré de congélation et devient solide.

La fig. 7 représente un instrument nommé *cryophorus* par le docteur Wollaston, pour faire une expérience analogue; il consiste en un tube garni de deux boules; on introduit une portion d'eau, et, après l'avoir portée au point d'ébullition, on ferme hermétiquement la boule ouverte avec un peu de cire, de sorte que, lorsque la vapeur est condensée par le refroidissement, il se fait un vide; si on ôte ensuite la pression

de l'air d'une des boules, et qu'on applique sur l'autre un mélange frigorifique, composé de neige et de sel, la vapeur s'élève rapidement de l'eau, en raison de la condensation subite, et, en très-peu de tems, le liquide restant se convertit en glace. La fig. 8 montre la manière dont M. Marcet s'est servi de cet instrument; le tube est courbé de manière à ce que une de ses extrémités puisse être introduite dans le récipient de la machine pneumatique, que l'on pose sur un vase plat, contenant de l'acide sulfurique. L'extrémité du *cryophorus* dans le récipient est enveloppée dans une pièce de drap humide, et pendant qu'on fait le vide, l'évaporation augmente et la vapeur formée est absorbée par l'acide. Les fig. 9 et 10 offrent les pièces détachées du même appareil.

La fig. 11 offre la vue d'un appareil propre à congéler le mercure par le muriate de chaux et la neige. Le vase extérieur est de bois, de près d'un pied carré, de sept pouces de profondeur, et muni d'un couvercle. A l'intérieur est placé un vase d'étain, dont les pieds ont un pouce et demi de haut, et ayant une projection au sommet, sur laquelle se trouve placé un petit vase d'étain, très-bas; enfin, dans le grand vase d'étain, on introduit un troisième vase de fer non étamé, supporté par des pieds et de deux pouces de hauteur; il a quatre pouces carrés, et contient le mercure. Le mélange de muriate de chaux et de neige est mis dans le vase extérieur et doit environner celui du milieu dans lequel on a introduit le mercure dont la température a préalablement été abaissée par un autre mélange frigorifique. On remplit ensuite le petit vase supérieur, des mêmes matériaux et on place le couvercle. On abandonne l'appareil jusqu'à ce que l'opération soit finie.

La fig. 12 est un gazomètre, dont le gaz oxigène contenu est dégagé par la pression de l'eau. La force dépend ici de la proportion de l'eau contenue dans le tube qui surmonte l'appareil et qui est muni d'un entonnoir. Cet appareil sert à fondre des substances métalliques ou des matières réfractaires. A un des côtés se trouve un tube et une échelle graduée,

communiquant à l'intérieur, pour indiquer le contenu de l'appareil métallique.

PLANCHE III.

Fig. 1. Appareil pour démontrer que le calorique existe dans les gaz, sous la forme latente. Si un gaz, tel que la vapeur de l'eau, produit dans une cornue placée dans un support à branches, et échauffée au moyen d'une lampe, est passé dans un ballon dont la partie supérieure est munie d'un thermomètre, celui-ci, pendant tout le dégagement du gaz, n'indiquera qu'une petite augmentation de température, tandis qu'un autre thermomètre, placé au-dessous dans un vase contenant de l'eau pour condenser le gaz, s'élèvera considérablement.

Fig. 2, offre le moyen de se procurer le gaz oxigène, en exposant l'oxide de manganèse, dans une cornue de fer, à une chaleur rouge; un tube luté à la cornue conduit le gaz dans des vases d'eau.

Fig. 3. Appareil pour la décomposition de l'eau, en passant la vapeur dans un tube de porcelaine posé horizontalement sur un fourneau, et chauffé au rouge. On a mis une quantité de fer dans le tube qui s'unit avec l'oxigène de l'eau, tandis que l'hydrogène se dégage, et se trouve conduit dans la cuve pneumatique. L'eau de la cornue est mise en ébullition par une lampe placée au-dessous. En passant ainsi de la vapeur d'éther ou d'alcool, dans un tube de porcelaine, sans addition de fer, il s'effectue une décomposition et on obtient du gaz hydrogène carburé. La fig. 4 est un appareil de Woulf, pour préparer les fluides élastiques susceptibles de se condenser dans l'eau. Le gaz est reçu de la cornue dans un ballon, d'où il monte dans un second, et se trouve conduit par un tube recourbé dans la première bouteille, dont l'extrémité plonge dans le liquide. Le gaz non condensé s'élève de l'eau, et passe par un autre tube de communication dans la seconde

bouteille. On emploie ici deux ballons, qui se joignent par frottement; l'inférieur est garni d'une soupape de verre qui permet au gaz de s'élever, mais qui retient l'eau provenant souvent de l'absorption vers la fin de l'opération; les figures 5 et 6 représentent des arborescences qui paraissent souvent sur la poussière des pavés, lorsque l'air est chargé d'électricité, et dont on a donné une description dans une des premières parties de cet ouvrage.

PLANCHE IV (ajoutée à l'ouvrage).

Aussitôt que l'ouvrage de M. Berzelius, sur l'emploi du chalumeau, fut mis en vente, il était intéressant de chercher de quelle manière ce savant avait utilisé le platine, et dès lors que son ouvrage ne fait aucune mention de *creusets* de platine, dont on peut se servir dans tous les cas où l'on n'a pas à craindre de les percer, il était essentiel de faire connaître un mode d'opérer aussi intéressant au minéralogiste, qu'il lui sera peu couteux.

Voici le moyen de se procurer ces petits creusets (1).

Dans une feuille de platine, de l'épaisseur d'une carte ordinaire, on coupe des ronds d'un diamètre de 6, 8 ou 10 lignes, que l'on divise séparément en 2, 3 ou 4 parties; on roule ces segmens en cornets qui seront plus ou moins évasés; *voyez* les fig. 1, 2, 3 et 4. Ces petits creusets se servent réci-

(1) Cet article m'a été communiqué par M. Le Baillif, à qui les sciences doivent plusieurs instrumens de chimie et de physique, dont la perfection a fait l'étonnement des savans les plus distingués. Je citerai, entr'autres instrumens, son *micromètre*, dont le Dict. d'Hist. nat. de Déterville fait un juste éloge; son *magasin* à charger les pistolets de Volta, que M. Dumoutiez confectionne maintenant pour les amateurs; son instrument dit *Piles galvaniques* ou *météoroscope*, dont le mouvement perpétuel ne s'interrompt que par suite des fortes secousses qui se font sentir à la surface du globe, pour se rétablir aussitôt que ces commotions ont cessé; etc., etc. (*Note du Traducteur.*)

proquement de couvercles, en plaçant supérieurement le plus évasé, et ainsi, ils se trouvent être d'un usage très-commode dans l'emploi du chalumeau.

Les cornets les plus longs servent à concentrer les émanations colorées, soit en couvrant l'un par l'autre, *voyez* fig. 5; soit en faisant concourir l'emploi d'un tube de verre très-mince, de 3 pouces de long, *voyez* fig. 6. Lorsque les substances à soumettre à l'essai, sont sujettes à décrépiter, ou bien que les quantités infiniment petites sont difficilement remplacées dans leur perte, on peut se servir alors de deux appareils très-commodes, dont voici l'explication; le premier est un petit étui de platine dont les dimensions sont semblables à celles d'une plume de corbeau; on le fait en roulant de la feuille de platine sur un fil de fer qui sert de mandrin, et on refoule une des extrémités à coups de marteau; *voir* fig. 7.

Le second appareil est plus compliqué, quoique très-facile à exécuter; il est précieux pour essayer *toutes les substances* qui décrépitent ou qui produisent des émanations colorées que l'on desire recueillir. La forme est celle d'une petite moufle dont une des extrémités se trouve fermée par la forme que l'on donne à la feuille de platine; l'autre extrémité a un petit couvercle approprié. Le tout se pose sur un charbon coupé à mi-bois et se trouve maintenu par un fil d'archal, attendu qu'il est bon d'incliner l'appareil à 45° pendant que l'on donne le coup de feu.

Ainsi dans la fig. 8 et 9, la partie marquée + représente la surface plane; celle marquée ∓ la même surface dont les rebords sont relevés; celle marquée || représente le couvercle qu'on y introduit et χ représente le dôme que l'on pose sur la fig. ∓.

Il arrive souvent que les essais faits dans les creusets de platine occasionnent une adhérence du métal; dans ce cas, l'acide nitrique, en supposant une mine d'argent, dissoudra ce métal en laissant le petit creuset intact et propre à servir à de nouvelles expériences; on traitera de même les autres

substances métalliques soumises à l'essai, suivant leur nature.

Il est une autre manière de soumettre les substances minérales à l'action analytique du chalumeau, que M. Berzelius produit par un simple crochet (fig. 18, planche II de son Traité du Chalumeau). Je crois qu'il est plus convenable, en pareil cas, de se servir des tirebouchons représentés fig. 10 et 11, planche IV de ce volume; on les obtient en tournant quatre ou cinq fois les extrémités d'un fil très-fin de platine sur un poinçon; on écarte ensuite chaque spirale d'un quart de ligne, et on produit ainsi des petits cônes, d'autant plus commodes que le fragment de mine essayé ne peut retomber, par suite de l'action du chalumeau, que dans un cône plus petit que celui dans lequel on l'a d'abord placé; il faut aussi que la mine ne soit pas susceptible d'occasionner la fusion du platine; il s'ensuit qu'on doit préférer ce petit instrument à celui de M. Berzelius, qui laisse souvent échapper et perdre les morceaux d'essai, par suite du changement de température ou de quelque défaut d'attention.

La fig. 13 représente le chalumeau établi par M. Barruel; AD en est le support; B, le robinet; C, la boîte garnie de disques de toile métallique; E, l'ajustage en platine, et F, la vessie contenant les gaz. *Voyez* la description, page 228.

La fig. 14 représente la planche que l'on pose sur la vessie pour obtenir une pression; on doit la retirer aussitôt que l'action du chalumeau est interrompue.

La fig. 12 a été expliquée dans une autre partie de cet ouvrage. *Voyez* page 245.

FIN.

Digitized by Google

TABLE ALPHABÉTIQUE

DES MATIÈRES.

Digitized by Google

Digitized by Google

N.

O.

P.

R.

U.

V.

W.

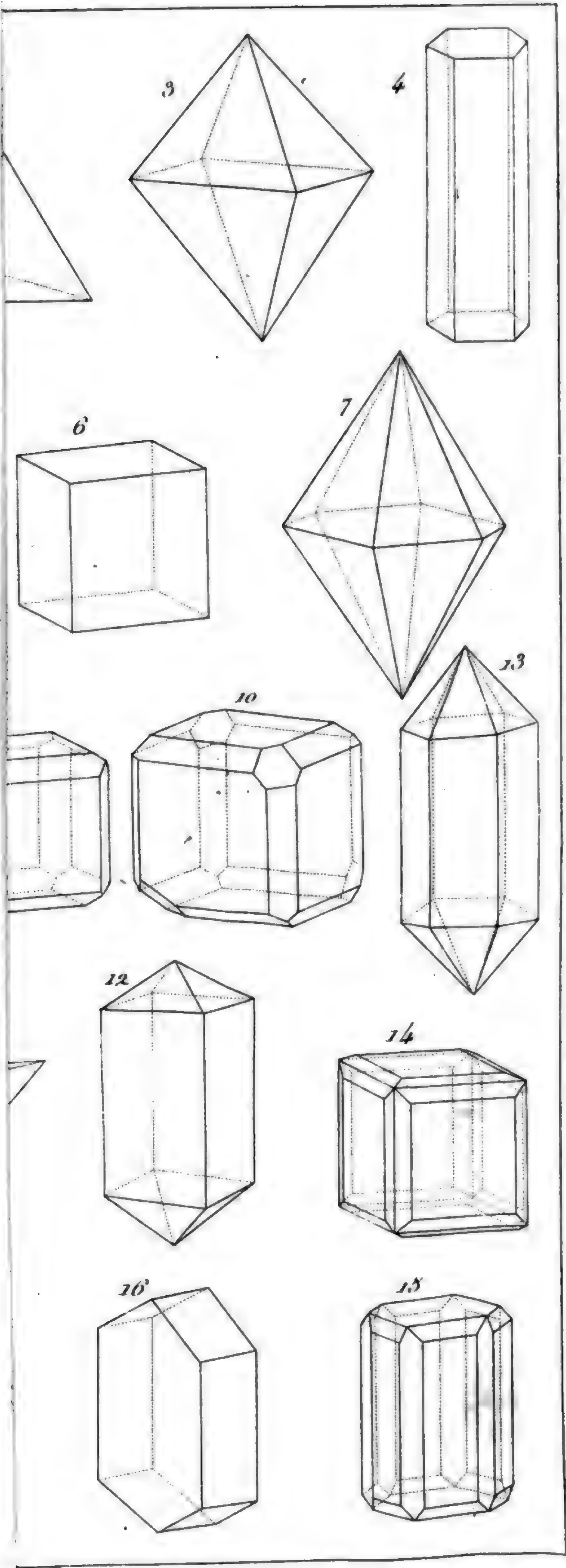
Y.

Z.

ERRATA.

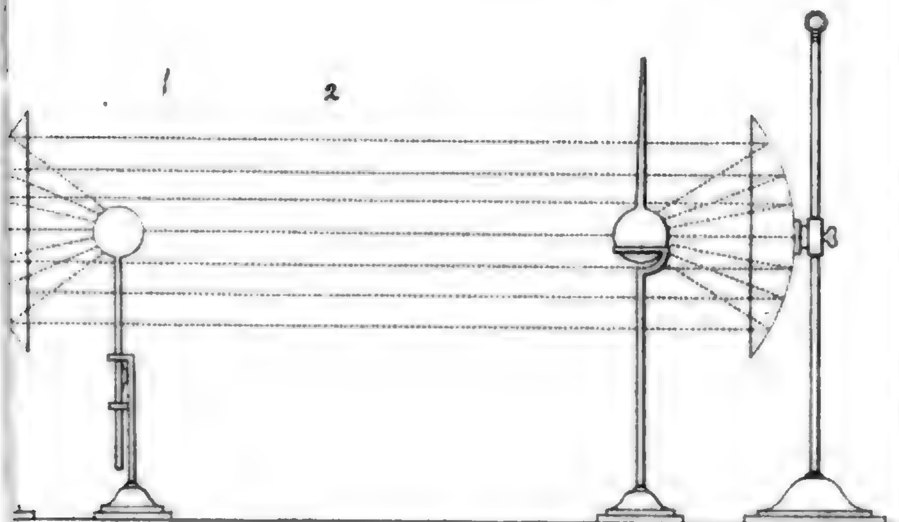
Page 19,	lig. 10;	gaz oxide de carbonique	*lisez*	gaz oxide de carbone.
— 28,	— 20;	pour la radiation	—	par la radiation
— 45,	— 26,	frigoriques	—	frigorifiques
— 51,	— 11;	frangibilité	—	réfrangibilité
— 88,	— 8;	on adopte	—	on adapte
— 118,	— 3;	soient saturées	—	sont saturées
— 141,	— 2;	gutatine	—	guttatim
— 152,	— 28;	soit mis	—	est mis
— 181,	— 15;	axatif	—	laxatif
— 238,	— 18;	il se forme une	—	se couvre d'une
— 241,	— 31;	éthiops perse	—	éthiops per se
— 281,	— 24;	allongé d'eau	—	étendu d'eau
— 360,	— 36;	génévrière	—	génévrier
— 366,	— 5;	hydrogène corburé	—	hydrogène carburé
— 379,	— 5;	aux résines	—	avec les résines
— 391,	— 2;	eminenes	—	éminentes
— 401,	— 7;	du cuisson	—	de la cuisson
— 413,	— 23;	déverser	—	répandre,

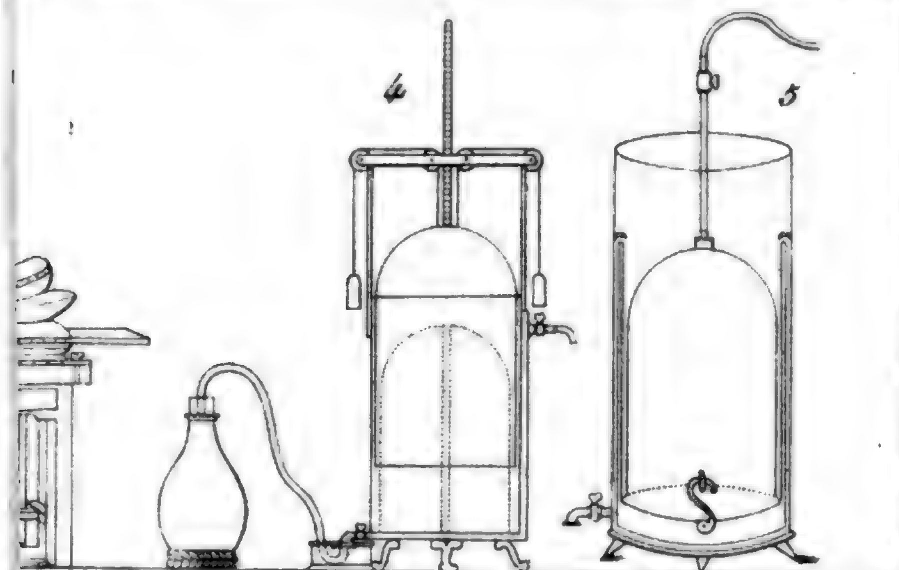
Digitized by Google

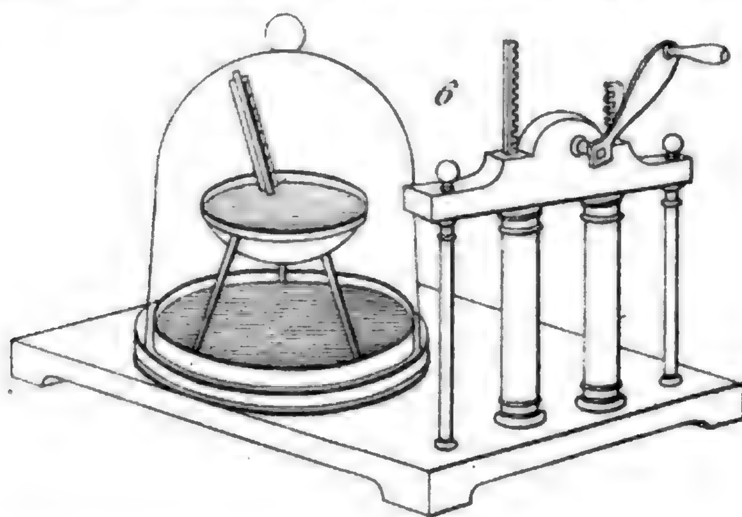


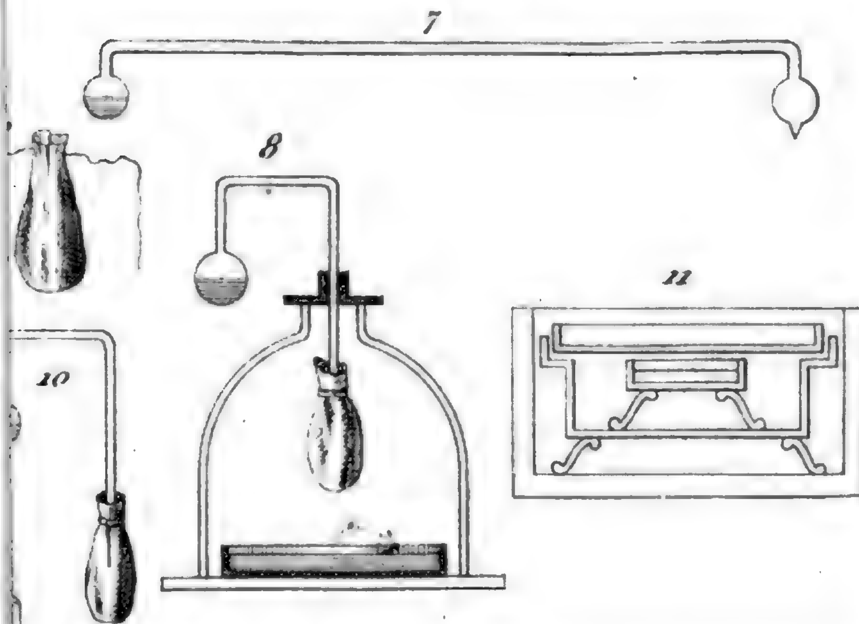
3
4
6
7
10
13
12
14
16
15

Digitized by Google

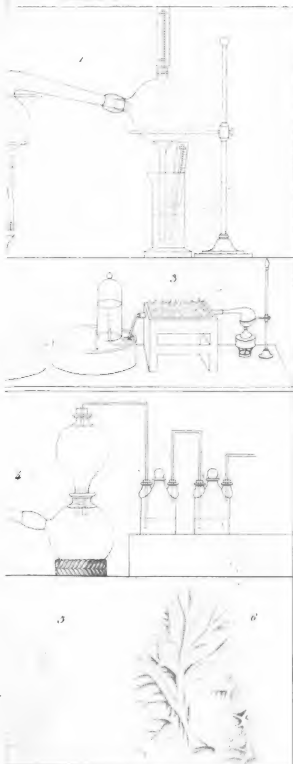

1
2


4
5


6

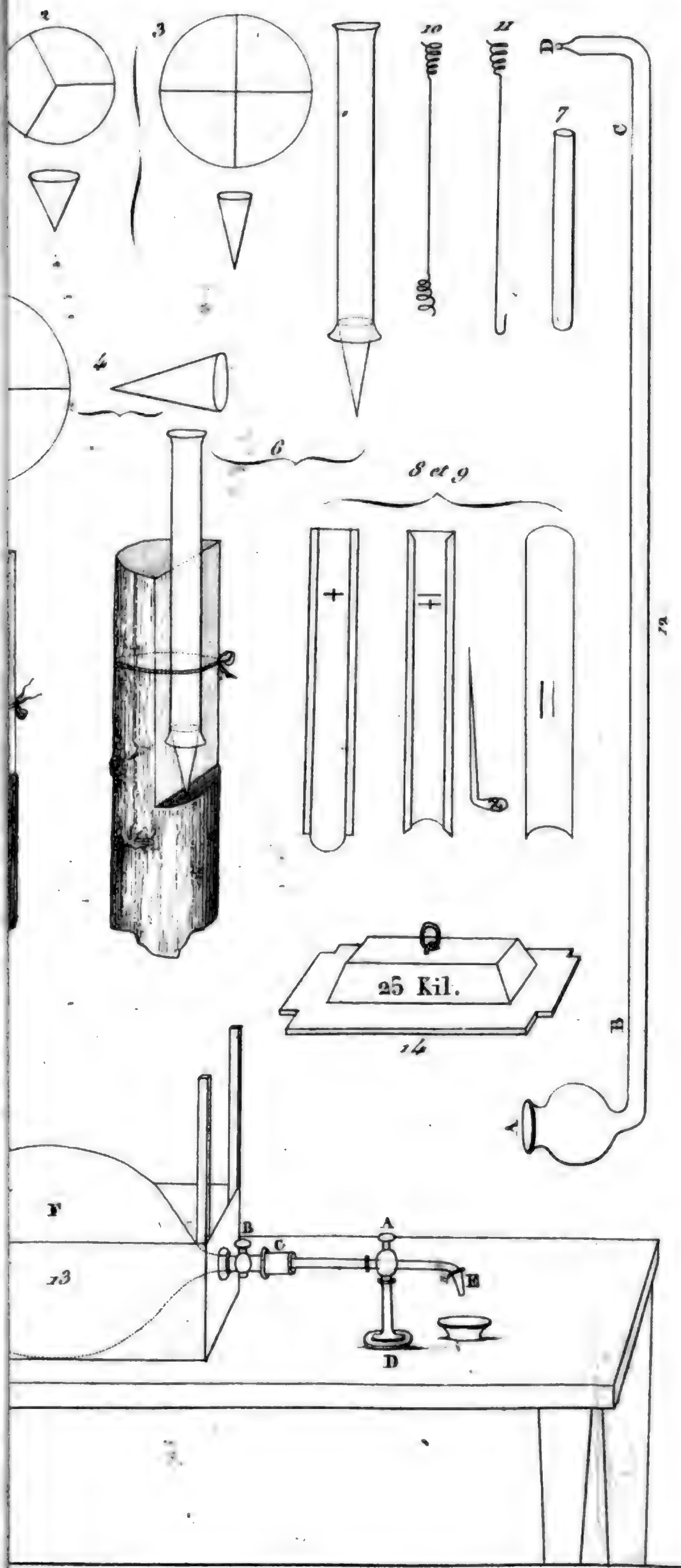

7
8
10
11

Digitized by Google



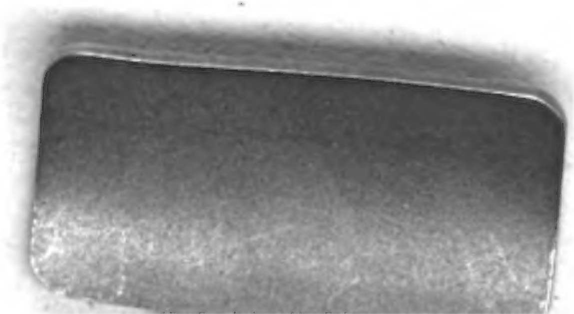
Digitized by Google

Digitized by Google


2
3
10
11
D
7
C
4
6
8 et 9
12
25 Kil.
14
B
A
F
B
C
A
13
E
D

Digitized by Google

Digitized by Google



Digitized by Google

Digitized by Google